


DEBACQ LIBRARY



MANUEL

D'UN

COURS DE CHIMIE.

MANUEL
D'UN
COURS DE CHIMIE;

OU

Série des expériences et des démonstrations qui doivent composer un Cours complet sur cette Science;

PAR E. J. B. BOUILLON-LA-GRANGE,

Professeur aux Écoles centrales de Paris, et à l'École de Pharmacie; des Sociétés Philomathique et de Médecine de Paris; membre de la Société de Médecine de Bruxelles; préparateur général à l'École polytechnique, etc.

TOME PREMIER.

A PARIS,

Chez BERNARD, Libraire pour les Mathématiques, Sciences et Arts, quai des Augustins, N°. 37.

AN VII.

PRÉFACE.

J'AI d'abord entrepris cet ouvrage, pour l'utilité des éléves de l'école polytechnique; il m'a paru qu'il serait intéressant pour eux d'avoir un manuel, simple, complet, méthodique, à l'aide duquel ils pussent répéter les expériences du cours général de chimie, que leur donne le citoyen Fourcroy, et celles du citoyen Guyton, dans son cours de chimie appliqué aux arts.

En remplissant ce but, je me suis apperçu qu'il pourrait avoir une utilité encore plus générale, et que tous ceux qui professent ou étudient la chimie, pourraient y rencontrer quelques avantages.

Le plan que j'ai suivi dans la division des Leçons, appartient au citoyen Fourcroy; c'est celui qu'il a nouvellement adopté.

Les succés qu'il a obtenus, ne laissent aucun doute sur sa simplicité et sur les progrés rapides qu'il peut faire faire aux

éléves ; c'est le tableau exact des expériences et des démonstrations qui ont été faites dans les cours de l'an VI, à l'école polytechnique.

Les éléves des écoles centrales, et en général, tous ceux qui étudient cette science, trouveront dans cet ouvrage, beaucoup d'expériences neuves, qui ne sont point encore décrites dans les ouvrages élémentaires.

La forme même de l'impression est destinée à un usage particulier ; je l'ai adoptée pour guider ceux qui voudraient faire, ou répéter un cours de chimie. J'ai placé à la marge à côté du texte, la *série des expériences à faire dans chaque Leçon*, *et la nomenclature des matières qui doivent servir à la démonstration.*

Mon intention n'a été de tracer, ni aux professeurs, ni aux éléves, un plan général d'un cours de chimie. Le nombre de soixante Leçons, qui est celui de l'école, n'est pas rigoureusement nécessaire ; les professeurs peuvent à volonté

l'augmenter ou le diminuer. Quelque méthode que l'on suive à cet égard, elles rempliront toujours le but que l'instruction exige.

J'ai joint à cet ouvrage, les nouveaux caractères adoptés par les chimistes français. On sait combien ces signes sont utiles pour décrire en abrégé, ou pour représenter en formules, les phénomènes chimiques.

Plusieurs Leçons sont accompagnées de planches ; elles représentent les appareils les moins connus, et ceux qui servent aux opérations principales d'un cours. Le citoyen Gérard, attaché à l'école polytechnique, pour la partie de la stéréotomie, a bien voulu se charger de ce travail ; il y a porté tout le soin et l'exactitude dont il est capable. Tous les dessins ont été faits sur les appareils montés ; ils sont présentés et décrits, de manière que l'élève le moins instruit puisse opérer avec facilité. Une échelle graduelle les met à portée de juger les mesures de grandeur et de capacité.

Je joins à ce manuel, une notice des auteurs chimiques, auxquels j'ai eu recours.

J'espère que cet ouvrage offrira une suite de procédés et de manipulations, qu'on ne peut pas placer ordinairement dans les traités élémentaires, et qui en gênerait l'ordonnance sans en augmenter l'utilité.

TABLE
DES
MATIÈRES
Contenues dans les deux Volumes.

A

ACIDE acétique, *tome* II, *page* 460. Procédés pour l'obtenir, *ibid.* Ses propriétés. 461
— acéteux, II. 452
— arsénique, II, 15. Ses propriétés et combinaisons, 16 et suiv. Décomposition de ces acide. 17
— arsénieux, II, 10. Combinaisons de cet acide, *ibid.* et suiv.
— benzoïque, II. 307
— boracique, I, 154. Procédés pour obtenir cet acide, 155. Sa purification, *ibid.* Ses propriétés. 156
— camphorique, II, 357. Sa préparation, *ibid.* Caractères de cet acide. 359
— carbonique liquide, I, 97. Procédés pour l'obtenir 98. Ses caractères. 99
— chromique, II. 40
— citrique, II. 297
— fluorique, I, 150. Manière de le préparer *ibid.* et 325. Ses caractères, 151. Son emploi pour la gravure sur le verre. 154

Acide gallique, II. 300
— sulfurique glacial, I. 111 et 116
— lactique (de l'), I, 503. Manière de l'obtenir, *ib.* Ses caractères, *ib.* Ses combinaisons. 504
— lithique, II. *Voyez* acide urique.
— malique, II. 305
— molybdique, II. 36
— muriatique, I, 135. Son extraction. *Voyez* muriate du soude. 275
— muriatique oxigéné. Sa préparation, I, 141. Ses propriétés. 145
— nitreux, I, 132. Ses caractères, 133. Enflammant les corps combustibles. 134
— nitro-muriatique, I, 139. Manière de le préparer, *ibid.* Ses caractères. 140
— nitrique, I, 117. Son extraction. *Voyez* nitrate de potasse. 245 et 247
— nitrique. (Ses caractères), I, 117 et suiv. Sa décomposition. 118, 119 et 120
— nitrique, fait par le gaz ammoniaque et l'oxide de manganèse, I, 119. Enflammant les corps combustibles, 120. Sa purification, 123 et 247
— oxalique (de l'), II. 324
— oxalique, retiré du sucre de lait, II. 502
— phosphoreux, I, 65 et 105. Ses caractères. 106
— phosphorique, I, 67, 102 et 121. Ses propriétés. *ibid.*
— prussique (de l'), II. 476. Procédés pour l'obtenir. Caractères de cet acide, 478, Ses combinaisons. 481
— pyroligneux, II. 328
— pyromuqueux, II. 327
— pyrotartareux, II. 326

Acide sach-lactique, II. 503
— sébacique, II, 521. Procédés pour l'obtenir, Ses caractères, sa décomposition, et ses combinaisons. 522
— subérique, II, 413. Manière de préparer cet acide, *ibid.* Ses propriétés, ses combinaisons. 416
— succinique, II. 296
— sulfureux, I, 73 et 112. Procédés pour l'obtenir. *ibid.*
— sulfurique, I, 74, 107 et 121. Procédé pour l'obtenir, *ibid.* Sa rectification, 108. Concentré, 109. Caractères de cet acide, *ibid.* Sa décomposition. 110 et 112
— tartareux (de l'), II. 321.
— tungstique, II. 28
— urique, II, 536. Ses caractères, *ibid.*
— végétaux (des), II. 294
— zoonique, II, 545. Procédés pour l'obtenir. 546
Acidule oxalique. Sel d'oscille du commerce, II. 323
— tartareux (de l'), I. 311
Acétates terreux, alcalins, et métalliques, II, 463 et suiv.
Acétites métalliques, II. 455
— terreux et alcalins, II. 453
Aggrégation (de l'), I. 4
Air atmosphérique, I, 47. Ses propriétés phisiques, *ibid.* Ses propriétés chimiques. 50 et suiv.
Alambics (des), I. 19 et 83
— en cuivre, en verre, I. 19
Alcalis (des), I. 177
— volatil fluor, I. 288

Alcali volatil concret, I. 319
Alcool, II, 428. Sa combustion. 430
— brûlé sous une cloche, I. 90
— et corps combustibles, II. 432
— et acides. *ibid.*
Alumine, I, 161. Moyen de l'obtenir, *ibid.* Ses caractéres. 162
Alunage (de l'), II. 387
Alun calciné, I. 219
— du commerce, I. 218
Amidon (de l'), II. 379
Ammoniaque (du gaz), I, 185. Maniére d'obtenir ce gaz, *ibid.* Ses caractères, *ibid.* Sa décomposition, 188. Liquide. 287
Analyse compliquée, I. 2
— simple, I. 1
— végétale (de l'), II. 276
Animaux (parties dures des), II. 547
— (effets de la lumière sur les); I. 19
Antimoine (de l'), II. 78
— diaphorétique, II. 84 et 97
Appareils de Woulf (des), I. 30
Arak, ou rum, taffia, II. 420
Arbré de Diane, II. 243
Argent (de l') cristallisé, oxidé, II. 228
— et corps combustibles, II. 229
— fulminant, II. 242
— et métaux, II. 231
— et acides. 238
Arsénic blanc, II, 4 et 5. Rouge, 4. Sublimé. 5
— et acides, II. 7
— et corps combustibles, II. 6
Art du blanchiment des toiles, fils, etc., I. 146

Attractions chimiques, I. 3
— de composition, I. 5
Aulne, écorce (de l'), II. 407
Auteurs cités dans l'ouvrage, I. xxvij
Azote (du gaz), I, 53. Procédés pour l'obtenir, *ibid.* Ses caractères. 54
Azur (de l'), II. 55

B

Bain de sable, I. 27
— marie. *ibid.*
Ballons (des), I. 29
— de rencontre. *ibid.*
Baryte, I, 173. Moyen de l'obtenir, par le nitrate de baryte. Ses caractères 174
Baumes (des), II. 368
Baume de soufre, II. 337
— simple. *ibid.*
— avec, etc. 349
Beurre de cacao, II, 332. Sa préparation, 333. Sa purification. 334
— (du), II. 507
— fondu. 508
— roux. *ibid.*
— rance. *ibid.*
— d'arsénic, II. 130
— d'antimoine, II. 131
Benzoates, (des) II. 310
Bezoard minéral, II. 134
Bière (de la). Procédé pour faire de la bière, suivi dans les Ardennes, II. 420
Bile (de la). Ses caractères, II, 510. Son analyse, 511 et suiv.

Bismuth (du), II. 79
Blanc d'Espagne, I. 344
— de plomb, II. 457
Bleu de Prusse (du), II, 474. Sa préparation. *ibid.*
Bois de Brésil (du), II. 403
— d'Inde (du), II. 404
— jaune (du), II. 405
Borax du commerce, I, 334. Sa décomposition. 336
Borates (des), I. 331
— de baryte. *ibid.*
— de strontiane. *ibid.*
— de chaux. *ibid.*
— de magnésie calcaire. 332
— de potasse. 333
— de magnésie, I. 337
— de glucine. 338
— d'alumine. *ibid.*
— de zircone. *ibid.*
— de silice. *ibid.*
— de soude, I, 334. Purification. *ibid.*
— d'ammoniaque. 337
Bouillons (des), II. 544
— (tablettes de) 545
Boules de Mars, II. 317
Bronze, II. 215
Brou de noix (du), II. 406

C

Caillot (du), et de la partie colorante, II. 488
Calculs biliaires (des), II, 512. Leurs variétés, leurs caractères. 513

Calculs de la vessie (des), II, 532. Leurs caractères, (Analyse des) 533 et suiv.
Calorique (du), I. 19
— dégagé, I. 21
— combiné. *ibid.*
— interposé. *ibid.*
Calorimètre (du), I. 26
Caméléon minéral (du), II. 68
Camphre (du), II, 352. Sa décomposition. 354
— dissous dans les acides. 356
Camphorates (des), II. 360
Caoutchouc (du), II. 372
Caractère chimique (nouveau), I.
Carbone (du), I, 59. Extrait de l'acide carbonique, 59 et 100. Ses caractères. 61
Carbonates (des), I, 339. Procédés pour préparer ces sels. *ibid.*
— d'ammoniaque, I, 349. Diverses manières de préparer ce sel. 349 et 360
— de baryte, I. 340
— de strontiane. 342
— de chaux. 344 Décomposition de ce sel. 348
— d'alumine, I. 367
— de glucine, I. 366
— de magnésie, I. 363
— de potasse, I. 350
— du commerce, I. 351
— saturé, I. *ibid.*
Carbonate de soude, I. 355
— du commerce. *ibid.*
— saturé. 356
— décomposé par le phosphore. 100 et 357
— de zircone, I. 367

Capsules (des), I. 29
— de fer. ibid.
Carthame (du), II. 403
Cendres bleues, II. 222
— gravelées, II. 425
Céruse, II. 457
Cerveau (du), II. 541
Chaux éteinte, I. 171
— (eau de). 172
— pure, I, 169. Sa préparation, *ibid* et 347. Ses propriétés. 170
Cheveux (des), II. 547
Chimie, définition, son but, ses utilités, I. 1
Chrômates alcalins et terreux, II. 41
Chrôme (du), II. 38
Cristaux de verdet. *Voyez* acétites métalliques, II.
Cidre (du), II. 419
Cinabre d'antimoine, II. 132
— artificiel, sulfure de mercure rouge, II. 111
Cire jaune (procédé pour blanchir la), I. 147
Citrates (des), II. 299
Cloches (des), I. 35
Cobalt, (du), II. 52
Cochenille (de la), II. 399
Colcothar, II. 193
Colles (des), II. 540
Combustion (de la), I. 43
Cornes (des), II. 550
Cornues (des), I. 29
— de verre, de grès, de porcelaine et de métal. ibid.
Corps dilatés, I. 19
— fondus. 20

Corps

Corps volatilisés. 20
Coupelle (de la), I. 33
Coupellation (de la), II. 233
— de l'argent. *ibid.*
— de l'or. 252
Crême de tartre (de la), II. 311
— soluble, II. 317
Creusets (des), I. 32
Cristal minéral, I. 240
Crocus metallorum, II. 99
Cuivre (du), II. 208
— à l'état d'oxide. 209
— et corps combustibles, II. 210
— et métaux. 212
— et acides, 218. Sulfate, nitrate, muriate, phosphate, carbonate, etc. 218 et suiv.
Cuve pneumato-chimique (description de la), I. 34

D

Décomposition de l'eau, I. 87
Décreusage (du), II. 409
Derme (du), II. 538
Différence des acides acéteux et acétique, II. 463.
Distillation (de la), I. 83
Division des parties constituantes des animaux, II. 469

E

Eau (de l'), I. 81. Ses propriétés phisiques, 82
— céleste, II. 226
— de chaux, I. 172

Eau distillée. 83
— à l'état de gaz, 84. Ses propriétés chimiques, 85. Sa décomposition; 87. Sa récomposition. 89
— distillées odorantes, ou aromatiques, II. 347 et 350
— forte, I. 122
— mercurielle, II. 120
— phagedenique, II. 128
— de Rabel, II. 432
— spiritueuses, II. 447
— de-vie, 425 et 426. Sa distillation, II. 427
——— de grain, II. *ibid.*
——— camphrée, II. *ibid.*
——— de la lie de vin, II. *ibid.*
Email, II. 167 et 175
Emulsions (des), II. 343
Encre (de l'), II. 195
— de sympathie, II. 59
Engallage (de l'), II. 388 et 395
Epiderme (de l'), II. 538
Esprit de nitre dulcifié, II. 433
— de soufre, I. 113
Essence de savon, II. 446
Estampes, Manière de les blanchir, I. 147
Etain (de l'), II, 154. A l'état d'oxide, potée d'étain. 156
— et corps combustibles. 157
Etamage (de l'), II. 216
— (alliage d'). 158
— et acides. 160
— et muriate sur-oxigéné de mercure. 163
Ether acétique, II. 465. Manière de le préparer, *ibid.* Moyen de le reconnaître. *ibid.*

Éther muriatique, II. 444
— nitrique, II. 441
— sulfurique, II, 433. Sa préparation, sa rectification, 437. Ses propriétés. 438
Ethiops martial, II. 189
— minéral, II. 110
Eudiomètre de Seguin, I. 42 et 66
— de Berthollet. 65
Extraction des gaz (de l'), I. 36
Extraits (des), II 286. Leurs préparations. 287 et suiv.
— de saturne, II. 458

F.

Farine (de la), II, 378. Son analyse. *ibid.*
Fécules (des), II. 375
Fécules vertes, solubles dans l'alcool et dans les huiles, II. 408
Fer (du), II, 181, à l'état d'oxide. 183
— et corps combustibles, II. 184
— et métaux, II. 186
— et acides, II. 191
Fermentations (des), II. 418
— acide (de la), II. 449
— putride (de la), II. 468
Fibrine (de la), II, 493. Ses caractères. *ib.* et suiv.
Fils (blanchiment des), I. 146
Fleurs d'antimoine II. 81
— de bismuth, II. 72
— de sel ammoniac martiales, *ensveneris*, II. 226
— de soufre, II. 71
Fluates (des). Propriétés générales de ces sels, I. 323

Fluate de chaux, I. 325
— de baryte. 326
— de strontiane. *ibid.*
— de potasse. *ibid.*
— de soude. 327
— d'ammoniaque. 328
— de magnésie. 330
— de glucine. *ibid.*
— d'alumine. *ibid.*
— de zircone. *ibid.*
— de silice. 331
Foie d'antimoine, II. 93
Fondant de Rotrou, II. 96
Fourneaux (des) I. 26
— évaporatoires. 27
— de réverbère. *ibid.*
— de forge ou de fusion. 28
— de Macquer ou de coupelle. *ibid.*
Franchipane (de la) II. 498
Fromage (du) II. 505

G.

Gallates (des) I. 305
Garance (de la) II. 398
Gaude (de la) II. 405
Gaz (des) I. 36
— ammoniaque. 185
— acide carbonique (du), I, 92. Son extraction, 93. Ses caractères. 95
— acide fluorique, I. 152
— acide muriatique, I, 136. Ses caractères. 137
— acide muriatique oxigéné, I, 143. Sa préparation, *ibid.* Ses caractères. 144

Gaz hidrogène sulfuré, I, 74. Ses propriétés. 75
— hidrogène zincé, I. 145
— nitreux, I, 123, 129. Caractères de ce gaz, 130 et suiv.
— oxigène (du), I. 34
— azote (du), I. 53
— hidrogène (du), I. 55
— hidrogène carboné (du), I. 61
— phosphoré, I, 68. Ses caractères. 69
Gazomètre (du), I. 37
Gélatine et albumine, obtenus du serum; II. 485
Gelées et colles (des), II. 539
Glace (de la); I, 79. Ses propriétés. 80 et suiv.
Glu (de la) II. 374
Gluten (du), II. 380
Glucine, I, 162. Son extraction, 163. Ses propriétés. *ibid.*
Gommes (des), II. 290
— élastique (de la), II. 372
— résines (des), II. 369
Graisse (de la), II, 514. Sa purification. *ibid.*
— oxigénée, II, 516. Sa préparation. 517
— et parties colorantes des végétaux, II. 523

H.

Huile animale de Dippel, II. 551
Huile corrosive, II. 130
— et acides, II. 340
— et substances terreuses. 341
— et alcalis, II. *ibid.*
— de chaux, I. 281
— de tartre, I. 350

Huiles épaissies par le gaz acide muriatique oxigéné, I. 147
— et corps combustibles, II. 337 et 358
— fixes (des), II, 330. Leurs caractères, *ibid.* Manière d'extraire l'huile d'amandes douces, 331
— concrètes. 332
— siccatives. *ibid.*
— de lin cuite, I. 31
— volatiles (des), II, 344. Leur classification, 345. Manière de les extraire. 346
— volatiles et alcalis, II, 351, et sucre *oleo saccharum.* 352
— volatiles et corps combustibles, II. 349
— et acides, II. 351
— de vitriol fumante de Northausen, II. 116 et 193

Hidrogène (du gaz) I, 55. Procédés pour l'obtenir, *ibid.* Ses caractères. 56 et suiv.
— carboné (du gaz), I. 61
— phosphoré (du gaz), I. 68
— sulfuré (du gaz), I. 74
— sulfuré avec excès d'ammoniaque, I. 187
Hidro-sulfure de chaux, I. 206
— de potasse. 181
— de soude. 184
Humeur vitrée (de l') II. 543

I.

Indigo (de l'), II. 394

K.

Kermès (du), II. 400
— minéral, II. 88

Kirchenwasser, II. 419
Kupfernickel (du), II. 49

L.

Lait (du). Ses caractères, II. 497
— (Distillation du), II. *ibid.*
— En contact avec l'air, 499, et les corps combustibles. *ibid.*
— Moyen de le rétablir dans son état naturel, II. 506
— (petit). Manière de le préparer, II, 500. Sa clarification, *ibid.* Sa distillation. 501
— (sucre de), II, 501. Sa préparation. 502
— d'amandes, II. 343
— virginal, II. 448
Laiton (du), II. 213
Lampes à cylindres, I, 46, et II. 336
Laque (de la), II. 401
Lie de vin (de la), II. 424
— Manière d'en retirer l'eau-de-vie, II. 427
Liége (du), II. 413
Lilium de Paracelse, II. 445
Linge. Moyen de le blanchir, lorsqu'il est taché par l'onguent mercuriel, II. 520
Liqueur des cailloux, I. 183
— fumante de Boyle, I. 186
— fumante de Libavius, II. 163
— minérale anodine d'Hoffman, II. 440
Litharge, II. 172
Lumière (de la), I, 16. Ses propriétés phisiques et chimiques. *ibid.*
Luts (des), I. 30

Luts pour revêtir les cornues. 30
— gras. 31
— de chaux et de blancs d'œuf. *ibid.*

M.

Magistère de bismuth, II. 74
Magnésie, I, 167. Moyen de l'obtenir pure, *ibid.*
Propriétés de cette terre. 168
— à l'état de carbonate. 363
Magnesia opalina, II. 99
Malachite, carbonate de cuivre, II. 225
Malates (des), II. 306
Manganèse (du), II. 62
Manière de teindre une étoffe, II. 409
Matière butireuse, II. 498
— colorantes (des), II. 383
— ligneuse, II. 409
— perlée de Kerkringius, II. 97
Matras (des), I. 29
Mercure, II, 105. Extraction du mercure de ses mines, II. 106
— revivifié du cinabre, II. 106 et 115
— (oxide noir de), II. 107 et 110
— (oxide rouge de) ou précipité *per se*, II. 109 et 121
— revivifié du cinabre et soufre, II. 110
— et phosphore. 114
— et métaux. 115
— et acides. 116
Mercure revivifié du cinabre.
— (sulfates, nitrates, et muriates de), II. 117 et suiv.
Mines d'arsénic, II, 3. Son extraction. 4

Minium, II. 171
Molybdène (du), II, 53. Ses propriétés, ses combinaisons, 54 et suiv.
Mordans (des) II. 335
Moyen de blanchir le linge taché par l'onguent mercuriel, II, 520
Muriates (des), 266. Caractères génériques de ces sels. *ibid.*
Muriate d'ammoniaque, I, 283. Falsification de ce sel, 284. Purifié, 286. Propriétés de ce sel, 287. Décomposition. *ibid.*
— d'ammoniaque liquide, I. 287
— d'antimoine sublimé, II, 131. Simple. 132
— mercuriel doux. 135
— de baryte, I, 266. Préparation, I, 267. Propriétés, I, *ibid* et suivantes. Décomposition, I. 268 et 269
— de chaux, I, 280. Préparation, 281. Propriété de ce sel, *ibid.* Décomposition. 283
— de glucine, 291. Préparation, décomposition. *ibid.*
— d'alumine, 291. Préparation, *ibid.* Décomposition. 292
— de magnésie, I, 289, Préparation, *ibid.* Décomposition. 290
— sur-oxigèné de mercure, II. 125
— de potasse, 269. Préparation 270. Caractères, *ibid.* Décomposition. 271
— sur-oxigèné de potasse, 297. Sa préparation, 297. Propriétés de ce sel. 299
— de soude, I, 271. Purification, 272. Décomposition, 274 et suiv. Extraction de l'acide muriatique. 273

Muriate de soude, décomposé par le plomb, II. 179
— de strontiane, I, 280. Préparation; *voyez* nitrate et sulfate de strontiane. Décomposition. 280
— de zircone, I, 293. Préparation, *ibid.* Propriétés et décomposition. 293 et suiv.
— de silice, I. 296
Muscles (des) II. 543

N.

Nickel (du), II. 48
Nitrates (des), I, 236. Caractéres génériques de ces sels. *ibid.*
— d'alumine, I, 261. Sa préparation, *ib.* Sa décompcsition. 262
— d'ammoniaque, I, 255. Sa préparation, 256. Ses caractères, *ibid.* Décomposition de ce sel. 257
— ammoniaco-magnésien, I. 258
— d'argent, pierre infernale, II. 249
— de baryte, I, 236. Sa préparation, 173. Décomposé pour avoir la baryte pure, *ibid.* Propriété de ce nitrate. 236 et 237
— de chaux, I, 254. Sapréparation, *ibid.* Propriétés de ce sel. 255
— de glucine, I, 260. Caractères de ce sel et sa décomposition. 261
— de magnésie, I, 258. Préparation de ce sel, *ib.* Sa décomposition. 260
— de potasse, I, 237. Sa préparation, *ibid.* Sa purification, 239. Ses Propriétés, 240. Sa décomposition. *ibid* et suiv.

Nitrate de potasse fondu, ou cristal minéral I, 240
— de soude, I, 249. Sa préparation, 250. Caractères de ce sel, 251. Sa décomposition. 251 et suivantes.
— de strontiane, I, 252. Sa préparation, *ibid* et 204. Ses caractères. 252. Sa décomposition. 253
— de zircone, I, 262. Manière de préparer ce sel, *ibid*. Ses propriétés. 263
Nitrites (des), I, 263. Propriétés génériques de ces sels, *ibid*. Manière de les préparer. 264
Noix de galles (de la), II. 391

O.

Obturateurs (des), I. 55
Onguent citrin (de l'), II. 518
— napolitain. Sa préparation, II. *ibid*
Or (de l'), II, 247 A l'état d'oxide, 248
— et corps combustibles, II. *ibid.*
— et métaux. 249
— et acides. 260
— fulminant, orate d'ammoniaque, II. 257 et 261
— musif, II. 165
Orate d'ammoniaque, or fulminant, I, 257
Orcanette (de l'), II. 407
Organes blancs des animaux, II. 537
— musculaires (des), II. 543
Orpin, ou orpiment, II. 4
Orseille (de l'), II. 401
Os (des), II. 550
— calcinés II. 551
Oxalates (des) II. 326
Oxide d'antimoine vitreux, II. 99

Oxide d'étain sulfuré, II. 165
— de manganèse, I. 38
Oxigène (du gaz), I, 34. Manière de l'extraire, 37 et 38. Ses propriétés. 39
Oximels (des), II. 451

P.

Pastel (du), II. 398
Phosphates (des) I, 302. Propriétés générales de ces sels. *ibid.*
— d'ammoniaque, I. 315
— d'alumine, I. 320
— de baryte, I, 302. Sa préparation, *ibid.* Ses propriétés. 303
— de glucine, I. 320
— de magnésie, I. 318
— de potasse, I, 312. Préparation de ce sel. *ibid.*
— de silice, I. 321
— de soude, I, 313. Préparation. Caractères. 313 et 314
— de strontiane, I. 304
— de chaux, I, 304, retirés des os, 305. Calcination des os, 306. Séparation de l'acide phosphorique par l'acide sulfurique, 307 et 308. Evaporation des liqueurs acides, 309. Décomposées par le charbon, 310. Distillation du phosphore. *ibid.*
— acide de chaux, I. 307
— de zircone, I. 321
Phosphites (des), I, 321. Procédés génériques de ces sels. 322
Phosphore (du), I, 62. Moulage du phosphore, *ibid.* Sa purification, 64. Ses divers états, *ibid.* Procédés pour l'extraire. 104, 306 et suiv.

Phosphore (procédés pour l'extraire de l'urine), II. 525
— de Baudouin, I. 255, 281, 288
— de Boulogne, I. 195
— décomposant le carbonate de soude, I. 100
— et soufre, I. 76
Pierre à cautère, I. 184 et 353
— infernale, II. 245
Plâtre (du), I. 206
Platine (du), purifié, oxidé, II. 266
— et corps combustibles. 267
— et métaux. 268
— et acides. 270
Plomb (du), II, 170, à l'état d'oxide. 171
— et corps combustibles. 173
— et métaux, alliages. 174
— et acides. 175
— et muriate de soude. 179
— rouge. *Voyez* chrôme, II. 38
— (sulfate, nitrate et muriate de), II. 176
Plumes (des), II. 519
Poids et mesures (nouveaux), I. xl
Poiré (du), II. 419
Pommade citrine (de la), II. 518
— mercurielle, II, 518. Sa préparation. *ibid.*
Potasse (de la), I, 177. Son extraction. *ibid.*
— caustique, I. 178 et 353. Sa purification, 179. Caractères et propriétés de cet alcali pur. 180
— silicée, I. 182
Poudre à canon, I. 244
— de fusion, I. 245
— d'algaroth, II. 137
— de la chevaleraye, II. 98

Poudre fulminante, I. 243
Précipité blanc, II. 124 et 129
— de Cassius, II. 162
— pourpre de Cassius, II. 263
Précipité rouge, II. 121
Principes doux des huiles, II. 339
Prussiates (des) II. 481
— de fer (du) II. 474
Putréfaction putride (de la). Ses phénomènes, II. 553 et suiv.
Pyrophore, I, 219. Sa préparation. 220 et suiv.
Pyrometre, (du) I. 20

Q.

Quinquina (du) comme substance propre à donner une couleur fauve, II. 407

R.

Réalgal, réalgar, II. 4
Récomposition de l'eau, I. 87
Résines (des), II. 363
Respiration (de la), I. 52
Rhum, taffia, arack, II. 420
Rocou (du), II. 405
Rubine d'antimoine, II. 99

S.

Safran de mars astringent, II. 183
— de mars apéritif, II. *ibid.*
— de mars apéritif de Stahl, II. 200
— de mars de Zwelfer, II. 205
— des métaux, II. 99
Safre (du), II. 54
Sang (du). Son histoire, ses propriétés phisiques.

II, 470. Son analyse, *ibid.* Action du calorique de l'air, de l'eau, des acides métalliques et des acides. 471 et suiv.
— (de la partie colorante du), II. 490
Savons (des), II. 341
— de Starkey, II. 351
— animal (du), II. 521
— de laine (du), II. 468
Sel ammoniaco-magnésien, II. 214 et 260
— sel alembroth, II. 128
— polychreste de Glazer, I. 241
— de Saturne. *Voyez* acétites métalliques.
Serpentin (du), I. 84
Sérum (du), II. 484
Sève (de la), II. 281
Silice, I, 159. Son extraction, *ibid.* Ses propriétés, I. 160
Smalt (du), II. 55
Solides des animaux (des), II. 537
Soude (de la) I, 183. Son extraction, 355. Caustique, 184. Sa purification. *ibid.*
Soufre (du) I. 70. Sa purification, 71. Fondu. *ib.*
— doré d'antimoine, II. 95
— obtenu de l'albumine, II. 486
— vif, I, 71. En mèche, *ibid.* Sublimé, *ibid.* Cristallisé, 73. Phosphoré. 76
Soie (de la), II. 549
Strontiane, I, 175. Son extraction, *ibid.* Caractères et propriétés de cette terre. 176
Structure des végétaux, II. 275
Sulfates (des), I. 192
— d'alumine, I, 216. Ses divers états, 217. Propriétés de ce sel, 219. Sa décomposition. 219 et 221

Sulfate acide d'ammoniaque, I. 209
— d'ammoniaque, I, 208. Sa préparation, 209. Caractères de ce sel, ses propriétés. 210 et suiv.
— de baryte, I, 193. Ses caractères, 194. Propriétés de ce sel. 194 et suiv.
— de chaux, I, 204. Propriétés de ce sel, 205. Sa décomposition. *ibid* et 206
— de glucine, I, 215. Sa préparation, *ibid*. Propriétés de ce sel. 216
— de magnésie, I, 211. Sa préparation, 212. Sa décomposition. 213
— nitrate, muriate d'argent, II. 239
— nitrate, muriate, phosphate, etc. de fer, II. 192 et suiv.
— de potasse, I, 196. Préparation de ce sel, *ibid*. Caractères et propriétés de ce sel. 197
— acide de potasse, I. 198
— de soude, I, 199. Sa préparation, 200 Ses caractères, 201. Sa décomposition. 202 et suiv.
— de strontiane, I, 203. Son existence dans la nature, *ibid*. Ses propriétés. 204
— de zircone, I, 222. Sa préparation, *ibid*. Propriétés de ce sel, *ibid*. Sa décomposition. *ibid*
Sulfure d'alumine, I. 220
— d'ammoniaque, I, 186. Sa préparation. 187
— d'antimoine, II. *ibid*.
— de baryte, I, 193. Caractère de ce sulfure. 194
— de chaux, I. 206
— hidrogèné d'ammoniaque, I. 187
— de magnésie, I. 213
— de mercure rouge. *Voyez* cinabre, II.
— noir de mercure, éthiops minéral, II. 111

Sulfure

Sulfure de potasse, I. 180
— de soude, I. 184
— de strontiane, I. 204
— de zircone, I. 222
Subérates (des) II. 416
Sublimé corrosif. *Voyez* muriate sur-oxigèné de mercure, II. 125
Substances animales, II, 467. Leur caractères. *ibid.*
— métalliques (distinction méthodique des) II. 2
— végétales, II. 274
Succinates (des) II. 297
Sucs acides (des) II. 285
— aqueux (des) II, 282. Manière de les extraire. 285
Sucre (du), II. 292
— candi. 293
— cuit en syrop, II. 292
Sulfites (des), I, 223. Manière de les préparer, *ibid.* Propriétés génériques de ces sels. 225
— d'alumine, I. 235
— d'ammoniaque, I. 233
— de baryte, I. 226
— de chaux, I. 227
— de glucine, I. 234
— de magnésie, I. 231
— de potasse, I. 228
— de soude, I. 230
— de strontiane, I. 227
— de zircone, I. 235
Sumac (du), II. 407
Synthèse (de la) I. 2
Syrop de vinaigre, II. 451

T.

Tablettes de bouillon, II. 545
Taffia, rhum, etc. II. 420
Tanin (du) II. 410
Tartre (du) II. 311
— chalybé, II. 315
— martial soluble, II. 316
— vitriolé, I. 196
Tartrites (des) II. 323
— de potasse, II. 319
— de potasse antimonié, II. 313
— de potasse et de soude, sel de seignette, II. 320
Teintures, élixirs, quintessences, etc. II. 447
— (procédés généraux de) II, 408. Préparation des étoffes, disposition du coton, du décreusage, etc. *ibid.*
— de mars de Ludovic, II. 316
— de mars tartarisée, II. 315
— martiale alcaline de Sthal, II. 200
— de sel de tartre, II. 445
Tellure (du) II. 100
Terre folliée du tartre, etc. I. *Voyez* acétites.
— pures, I. 158
Tets à rôtir (des) I. 32
Thermomètres (des) I. 20
Titane (du) II, 44. Ses caractères, etc. 45
Toiles (blanchiment des) I. 146
Tombac (du) II. 214
Tubes (des), I. 36
Tungstène (du) II, 21. Caractères de ce métal. *ib.*
Tungstate calcaire, II. 22
— de fer, ou wolfram, II. 24

Tungstate de potasse, II. 31
— de magnésie, II. *ibid.*
— de soude, II. 32
— d'ammoniaque, II. *ibid.*

U.

Urane (de l') II. 47
Urine (de l'). Ses caractères, son analyse, II. 625 et 626
— Procédés pour en extraire le phosphore, II. 525

V.

Vapeur nitreuse (de la) I. 133
Végétaux (effet de la lumière sur les) I. 17
Verdet, vert-de-gris, II, 458. Procédés pour l'obtenir. *ibid.*
Vermillon; I. 112
Vernis (des) II. 448
Verre (du) I. 182 et 184
Vert-de-gris, II. 209
Vert de Scheèle, II. 220
Vins (des), II. 419
— étrangers. 424
— médicinaux. 425
(distillation du). *ibid.*
Vinaigre (du) II. 450
— (procédé pour faire du) II, 450. Ses propriétés. *ibid.*
— médicinaux, II, 451. Procédé pour conserver le vinaigre, 451. Sa distillation. *ibid.*
Vinaigre distillé, II. 452
— de Saturne, II. 458
Wolfram, II. 24
Vouëde (du) II. 398

Z.

Zinc (du) II, 140. A l'état d'oxide. 142
— et corps combustibles, II. 143
— et métaux, II. 146
— et acides, II. 147
Zinc (sulfate, nitrate et muriate de) II. 148 et suiv.
Zircone, I, 165. Procédé pour extraire cette terre, *ibid.* Ses propriétés phisiques et chimiques. 166

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES.

NOMS DES AUTEURS

CITÉS

DANS CET OUVRAGE.

A.

Achard.
Adet.
Advidsson.
Alyon.

B.

Bailleau.
Baumé.
Bayen.
Bécher.
Bénédict Prevost.
Bérard.
Bergman.
Bergniard.
Berthollet.
Black.
Boërhaave.
Bognes.
Bohnuis.
Bowles.
Boulduc.
Brandt.
Brissson.
Brongniart (Alexandre).
Brongniart (Ant.-Louis).
Brugnatelli.
Bucquet.
Buffon.

C.

Cartheuser.
Cavendisch.
Chaptal.
Charlard.
Chaussier.
Clouet.
Conté.
Coulomb.
Craffort.
Cramer.

C.

Crell.
Croharé.
Cronstedt.
Curaudeau.

D.

Darcet.
Daubenton.
Deborn.
Delluyard.
Demachy.
Dengestroeme.
Déyeux.
Dizé.
Dupont.
Dutrosne.

E.

Erhman.

F.

Ferber.
Fontana.
Fourcroy.

G.

Gahn.
Gassendi.
Geller.
Geoffroy.
Glaser.
Glauber.
Goulard.
Guyton.

H.

Hallé.
Hassenfratz.
Haüy.
Hecht.
Hellot.
Henkel.
Hoffman.
Homberg.
Humboldt.

J.

Jars.
Jeanetti.
Jlseman.
Josse.

K.

Keyser.

K.

Kirwan.
Klaproth.
Kosegarten.
Kunkel.

L.

Lagaraye.
Landriani.
Laplace.
Laplanche.
Lartigue.
Lavoisier.
Lelievre.
Lemery.
Lewis.
Libes.
Linneus.
Lowitz.
Ludovic.

M.

Macquer.
Magellan.
Malouin.
Margraff.
Meunier.
Monge.

M.

Mongès.
Monnet.
Mussembroek.

N.

Navier.
Newton.
Nollet.
Nooth.

P.

Parker.
Parmentier.
Péarson.
Pelletier.
Pérès.
Picot-la-Peyrouse.
Poli.
Pott.
Poulletier.
Priestley.
Proust.

R.

Rabel.

R.

Réaumur.
Richard.
Rinmann.
Rouelle l'ainé.
Rouelle jeune.

S.

Sage.
Save, de St-Plamard.
Scheèle.
Sedillot jeune.
Seguin.
Sigault-Lafond.
Stalh.
Starkey.
Sylvius.

T.

Tancoigue.
Tassaert.

T.

Thouret.
Torricelli.

V.

Walerius.
Vanhelmont.
Van-Marum.
Van-Mons.
Vauquelin.
Veau-Delaunay.
Vedgwood.
Venturi.
Westrum.
Welter.
Vilke.
Vincenzo-Casciarolo.
Withering.
Woulf.

Z.

Zwelfer

Le lecteur est averti que les mots suivans sont écrits avec un *i*, et non avec un *y*, pour se conformer à la nouvelle orthographe adoptée par la plupart des chimistes français : alcali, alcool, ch*i*mie, ph*i*sique, h*i*drogène, ox*i*gène, etc.

MANUEL D'UN COURS DE CHIMIE.

PREMIÈRE LEÇON.

Analyse et synthèse; attraction d'aggrégation, et attraction de composition.

La chimie a pour objet la connaissance des lois particulières de la nature.

C'est elle qui apprend à connaître l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres.

Ses moyens sont au nombre de deux: l'*analyse* et la *synthèse*.

Exemples d'une analyse simple et compliquée.

L'analyse est simple, quand on peut par la synthèse, recomposer le corps avec les substances qui ont été le résultat de l'analyse.

Elle est compliquée, quand cela ne peut avoir lieu.

Exemples, analyse simple.

En analysant un corps solide, le *cinabre*,

Première Leçon.

Séries d'expériences à faire dans chaque leçon, et désignation des matières qui doivent servir à la démonstration.

Définition de la chimie, son but, ses utilités.

Ses moyens au nombre de deux, *analyse* et *synthèse*.

Analyse simple.

Cinabre.

Résultats { soufre, mercure.

on trouve que deux substances le composent, *mercure* et *soufre*.

Si on favorise l'union de ces deux corps, on fera reparaître la substance telle qu'elle était avant sa décomposition.

Analyse compliquée.

Analyse compliquée.

Distillation d'une matière végétale ou animale.

Appareil { cornue, balon.

Produits froids sur la table.

Si on analyse un morceau de bois, on aura pour résultats.

1°. Une matière aussi longue, aussi large que le morceau de bois, un peu moins épaisse, plus légère, de couleur noire, n'ayant plus de saveur, ni fibres, et que l'on peut casser aisément; c'est ce qu'on nomme charbon.

2°. Une eau d'un rouge foncé, d'une teinte noirâtre.

3°. Une autre eau d'un rouge plus clair, beaucoup moins chargée de molécules denses que la première.

Voudrait-on réunir les lois, et faire reparaître le bois en son premier état, jamais on n'y parviendrait?

C'est ce qui constitue l'analyse compliquée.

De la synthèse.

La synthèse est l'opération qui sert de preuve à l'analyse.

Tout en analysant un corps, on fait bien des synthèses; car si ce corps renferme trois ou quatre substances, deux ou trois se réunissent souvent, pendant qu'on sépare le troisième ou le quatrième. D'ailleurs, l'*ordre* et la *proportion* qui

règnent dans la composition d'un corps, donnent lieu à une infinité de synthèses.

On appelle *ordre*, la nature des corps qui se réunissent; et *proportion*, la quantité des parties de chaque corps qui se réunissent.

Ce que l'on entend par *ordre* et *proportion*.

Mais comment la chimie parvient-elle à déterminer l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres?

Cette action est produite par l'attraction.

Attractions chimiques.

L'attraction chimique est le principe de l'action intime des molécules du corps, qu'on est obligé de distinguer de l'action vitale.

On distingue deux sortes d'attractions chimiques:

L'attraction moléculaire ou d'aggrégation,
L'attraction de composition.

La différence qui existe entre ces deux attractions, est que l'aggrégation donne toujours pour résultat le même corps, puisqu'elle ne consiste que dans l'amas successif et constant des molécules semblables. Ainsi, là où cesse l'attraction d'aggrégation, commence l'attraction de composition.

L'attraction de composition, au contraire, forme différens corps, selon l'ordre et la proportion dans lesquels les différentes molécules se rassemblent. Ces opérations, comme on peut l'imaginer, sont infinies pour la forme, la couleur et toutes les autres modifications.

De l'aggrégation. Exemples.

Attraction d'aggrégation.

Deux gouttes d'eau, deux globules de mercure, donnent naissance à un aggrégé, mais il ne peut en résulter qu'une augmentation de masse, sans que la nature de la substance ait éprouvé le moindre changement.

Différence dans l'attraction d'aggrégation.

Il ne faut pas confondre l'aggrégé avec l'amas; dans ce dernier, les parties intégrantes n'ont aucune adhésion sensible entre elles.

Exemples du même corps en aggregé et en tas.

Soufre en canons, en sublimation, en poudre.

L'aggrégé et l'amas diffèrent encore du mélange.

Du mélange.

Le mélange présente toujours des parties constituantes de nature différente; telle que la poudre à canon, et en général, la plupart des poudres composées pharmaceutiques.

Des aggrégés.

Il y a différentes sortes d'aggrégés : aggrégés durs ou solides, mous, fluides et gazeux.

Exemples d'aggrégés.

Glace. *Solide*, comme le bois, le soufre, etc.

Empoix, colle, etc. *Mou*, comme la colle, la gelée de viande, etc.

Eau. *Liquide*, comme l'eau, l'huile, l'alcool, etc.

Air. *Gazeux*, comme l'air et les différens gazs.

Les aggrégés peuvent encore être distingués en

Pierre brute. Pierre cristallisée. Bois, os.

Aggrégés	irréguliers	....	pierre brute,
	réguliers	....	pierre cristallisée,
	organiques	...	bois, os.

Destruction d'aggrégation.

Destruction d'aggrégation, par la *lime*, la *râpe*, le *mortier*, le *porphyre*, le *tamis*, le *filtre*.

On entend par destruction d'aggrégation, des moyens mécaniques que l'analyse emploie pour diviser les corps.

En diminuant l'aggrégation, les corps présentent moins d'adhésion et plus de surface. On facilite ainsi l'action des agens chimiques, et on en augmente l'énergie.

Attraction de composition.

Attraction de composition.

Dix lois établies par le citoyen Fourcroy, réunissent tous les phénomènes de l'attraction de composition.

PREMIÈRE LOI.

PREMIÈRE LOI.

Elle n'a lieu qu'entre des corps différens.

Acide nitrique.
Avec { potasse ou marbre en poudre.

Pour démontrer que deux corps hétérogènes agissent mutuellement l'un sur l'autre en épuisant réciproquement leurs propriétés particulières, on met dans un verre un peu de potasse ou du marbre en poudre ; on verse dessus de l'acide nitrique.

Le phénomène qui s'opère, et le composé qui résulte, prouvent que ces corps, quoiqu'hétérogènes, s'unissent très-bien.

DEUXIÈME LOI.

DEUXIÈME LOI.

Elle n'a lieu qu'entre les dernieres molécules des corps.

Soufre en canons et alcool.
Alcool et souffre en poudre.

Pour faire voir que l'attraction n'agit sensiblement que sur les molécules élémentaires des corps, on peut mettre en contact du soufre entier et de l'alcool, il n'y aura aucune action ;

mais si on vient à présenter le soufre à l'alcool, dans ses moindres molécules, alors il y aura union.

Appareil pour les sublimer ensemble. Voyez planche 1ere.

Pour faire cette expérience, on met du soufre en poudre dans une cucurbite de verre ; on suspend dans son intérieur un bocal contenant de l'alcool ; on la recouvre ensuite de son chapiteau, et l'on ajuste au bec un petit matras ; on lute bien toutes les jointures, on échauffe ensuite l'appareil.

Résultat. Alcool sulfuré.

Le soufre se sublime, l'alcool se volatilise. Dans cet état les deux corps se rencontrent ; l'alcool dissout le soufre, et l'on obtient dans le matras un fluide légèrement coloré ; c'est de l'*alcool sulfuré*.

Preuve que le soufre a été dissous par l'alcool.

C'est d'ajouter de l'eau distillée, le soufre se précipite.

Acide muriatique et ammoniaque.

En présentant de l'ammoniaque à de l'acide muriatique, on peut obtenir un effet semblable. Sur-le-champ on aperçoit une fumée blanche ; l'acide muriatique s'empare de l'ammoniaque, d'où il résulte un composé, *muriate d'ammoniaque.*

Troisième Loi.

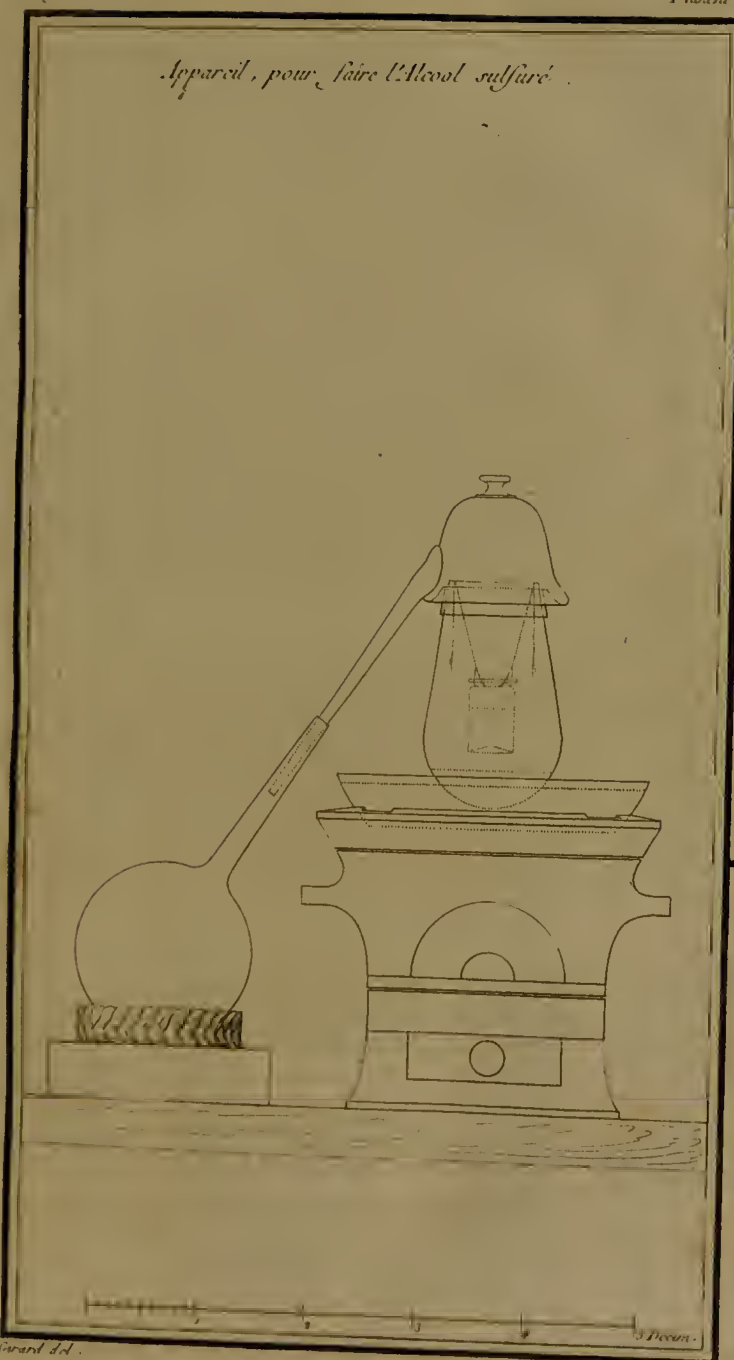
Troisième Loi.

L'attraction peut avoir lieu entre plusieurs corps.

Alliage de *Darcet.*

Exemple : l'alliage de Darcet.

Cet alliage est un mélange de huit parties de


Appareil, pour faire l'Alcool sulfuré.
1
2
3
4
5 Decim.
Girard del.
Delettre Sculp.



bismuth, cinq de plomb, et trois d'étaim. *Voyez la leçon sur le plomb.*

Les combinaisons des acides avec les alcalis, peuvent encore être employées comme des exemples de cette loi ; la formation de l'acide sulfurique, ou la combinaison du soufre avec l'oxigène, etc.

Sulfate de potasse, — d'ammoniaque, etc.

Acide sulfurique, et soufre.

Quatrième Loi.

Quatrième Loi.

Pour que les corps s'unissent chimiquement, il faut que l'un des deux au moins soit liquide ou fluide.

Il y a des corps qui ne peuvent pas s'analyser, et qui obéissent constamment à la loi de la synthèse.

Il y en a d'autres qui ne peuvent s'analyser, et ensuite se composer avec d'autres corps, qu'après des préparations préliminaires ; en vain laisseroit-on dans un vase du soufre et du mercure, aucun de ces corps n'influera l'autre : mais si l'on y ajoute du calorique, ils se combineront.

Mercure } dans un vase.
Soufre }

De même lorsqu'on fait le verre, si l'on ne rendait pas fluide une des substances qui entre dans sa composition, il n'y aurait aucune action entre elles.

Soude, sable fin, } résultat, } verre.

On est donc obligé d'ajouter du calorique, l'alcali se fluidifie, et le sable se fond ensuite ; alors le verre est composé.

L'union d'un acide avec une terre quelconque, est encore une preuve de la nécessité qu'un des corps soit liquide. Il résulte de ce phénomène, ce que l'on appelle une *dissolution.*

Acide muriatique.
Marbre blanc en poudre.

Sucre solide ou en poudre. Eau.

Sel marin cristallisé ou en poudre et eau.

On peut prendre pour exemples des différens phénomènes de la dissolution,

Du sucre solide, en poudre, sel marin cristallisé, en poudre, etc.

CINQUIÈME LOI.

CINQUIÈME LOI.

Lorsque l'attraction de composition a lieu entre les corps, leur température change.

En appliquant l'expérience à la théorie, on reconnaîtra la vérité de cette assertion.

Chaux vive. Eau.

Lorsqu'on fait éteindre de la chaux, on sait qu'il y a dégagement de calorique.

Acide sulfurique concentré. Eau. Quatre parties sur une d'eau.

Ces proportions suffisent pour faire bouillir l'eau contenue dans le tube.

Si on mêle de l'acide sulfurique, concentré avec de l'eau, il se manifeste une chaleur considérable, au point, qu'en plongeant un tube qui contiendrait de l'eau, on parvient à la porter à l'ébullition.

Muriate de soude avec glace.

Muriate d'ammoniaque avec glace.

Si l'on dissout du muriate d'ammoniaque dans de l'eau, et que l'on y plonge un thermomètre, il baissera considérablement.

Cet effet sera beaucoup plus sensible dans un mélange de muriate de soude et de glace.

Eau à 60 dégrés } de chaque parties egales.
Glace }
Thermomètres.

Si on verse une partie d'eau à soixante degrés, sur une quantité égale de glace, le mélange fondu marquera *zero* : il se sera donc combiné soixante degrés de chaleur.

SIXIÈME LOI.

SIXIÈME LOI.

Les corps entre lesquels l'attraction de composition a lieu, acquièrent des qualités nouvelles et

différentes de celles qu'avaient auparavant les corps composans.

Cette vérité est un axiôme fondamental et infiniment remarquable en chimie. Des chimistes ont pensé que les propriétés d'un corps étaient moyennes de celles des composans; c'est une erreur importante à relever, un préjugé essentiel à détruire, parce qu'il est contraire aux progrès de l'art.

On doit examiner cette loi sous différents points.

1°. *Saveur.* Exemples : — muriate oxigèné de mercure. — sulfate de potasse.

Saveur.
Acide muriatique.
Mercure.
Produit :
Muriate oxigèné de mercure.
Acide sulfurique.
Potasse.
Produit :
Sulfate de potasse.

Ces deux exemples prouvent que la saveur est bien différente, lorsque les corps sont unis entre eux. Le premier est un poison des plus violens, tandis que les parties constituantes peuvent être prises séparément, sans porter atteinte à l'économie animale. Le deuxième est amer, légèrement purgatif, tandis que l'acide sulfurique d'un côté, et la potasse de l'autre n'ont aucune de ses propriétés.

2°. *Odeur.* Exemples : — muriate d'ammoniaque — sulfure de potasse.

Odeur.
Acide muriatique.
Ammoniaque.
Produit :
Muriate d'ammoniaque.
Soufre.
Potasse.
Produit :
Sulfure de potasse.

Le muriate d'ammoniaque donne l'exemple que deux corps odorans forment un composé sans odeur.

Le sulfure de potasse au contraire, lorsqu'il est humecté, répand une odeur fétide; cependant il résulte de deux corps non odorans.

Couleur.
Plomb.
Oxides jaune et rouge de plomb.
Cobalt.
Oxide bleu de cobalt.
Cuivre.
Oxide vert de cuivre.

3°. *Couleur.* Exemples : — oxides jaune et rouge de plomb — bleu de cobalt ; — vert de cuivre, etc.

En comparant ces divers oxides avec les métaux purs, il sera facile de faire la différence qui existe entre eux. Il en est de même de la forme, de la consistance, de l'infusibilité. *Voyez* Fourcroy, *élémens de chimie.*

Septième Loi.

Septième Loi.

La force d'attraction de composition se mesure par la difficulté que l'on a à séparer les composans.

Beaucoup de chimistes ont enseigné le contraire : voici sur quoi ils se fondaient.

Acide muriatique.
Acide nitrique.
Mercure.

L'acide nitrique attaque aisément le mercure.

L'acide muriatique l'attaque très-difficilement; d'où ils concluaient que l'acide nitrique avait plus d'affinité avec le mercure, que l'acide muriatique. Ce raisonnement spécieux est une erreur, car si l'acide nitrique se combine aisément, il abandonne aussi très-facilement le mercure ; et, si l'acide muriatique s'unit difficilement au mercure, il ne s'en sépare que très-difficilement. Il y a même plus, si on verse de l'acide muriatique sur du nitrate de mercure, il s'unira au mercure, et en séparera l'acide nitrique ; ce qui est une preuve évidente de l'énoncé de la septième loi.

Huitième Loi.

Huitième Loi.

Il y a entre tous les corps de la nature une attraction de composition bien différente.

Rendons ceci sensible par des exemples :

Le citoyen Fourcroy divise cette attraction en Attractions électives simples, et attractions électives doubles. Lorsque dans une dissolution, contenant deux substances, on ajoute un troisième corps, qui produit la séparation d'un des corps dissous, ce corps reparaissant sous la forme solide, prend le nom de *précipité*, et donne lieu à l'exemple de l'attraction élective simple.

Attractions électives simples.

Précipités.

On distingue plusieurs sortes de précipités; précipités vrais, faux, purs et impurs.

On nomme précipité vrai, quand le corps séparé tombe au fond du vase; et l'on dit précipité faux, quand c'est le mélange qui se précipite.

Un précipité est pur, quand avec les résultats on peut recomposer le corps; il est impur, quand cela ne se peut, et qu'il est encore possible de l'éloigner de son premier état.

Exemples de précipites purs :
Dissolution de sulfate de potasse, alcool.

Dissolution de cuivre, dans laquelle on met un barreau de fer bien net.
Exemples de précipités impurs :
Dissolution de sulfate de cuivre, potasse ou ammoniaque.

Il est essentiel d'observer qu'on ne peut généraliser ce mot, *précipité*; car il arrive quelquefois qu'en décomposant un corps, composé de de deux substances par un troisième, celle qui est déplacée se volatilise. Nous en avons un exemple dans la décomposition du muriate d'ammoniaque par la chaux vive; il se forme un muriate calcaire, et l'ammoniaque se volatilise.

Corps volatilisés.
Muriate d'ammoniaque en poudre. Chaux vive, *idem*, mêlés ensemble.

Attractions électives doubles.

Attractions électives doubles.

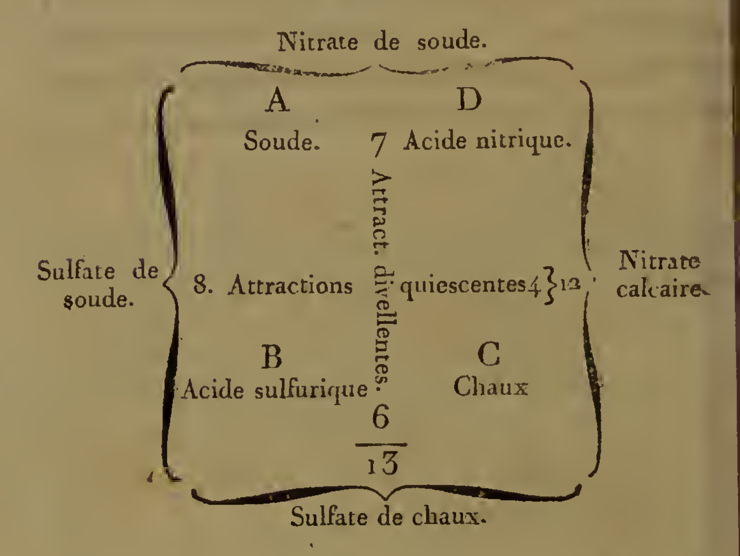
On appelle attraction double, la décomposition d'un corps par un autre, composé de deux ou trois substances, mais qui ne se pourraient faire par les mêmes substances prises isolément.

Division, 1°. Nécessaire. Dissolution de sulfate de soude et de nitrate de chaux.
2°. Superflue. Dissolution de muriate calcaire et de carbonate de potasse.

Cette attraction peut être considérée dans deux états.

1°. Nécessaire, 2°. superflue.

FORMULE.



Exemple.

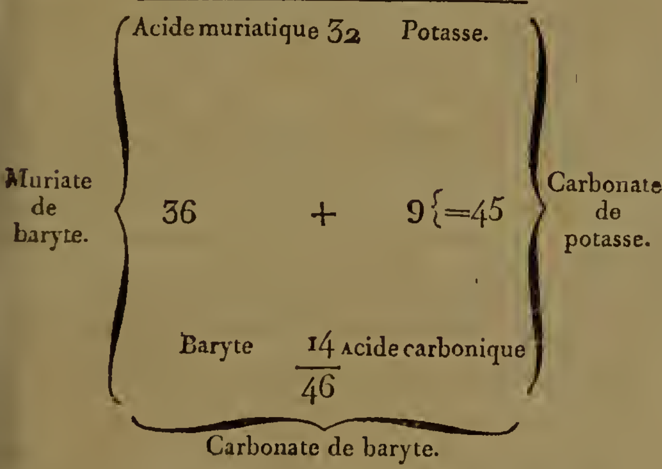
Un composé d'acide sulfurique que je nommerai B, et un de soude que je nommerai A, ne pourra être désuni par la chaux C, ni par l'acide nitrique D, pris chacun isolé; mais le composé CD analysé, décompose fort bien le composé BA, parce que C et D ont moins d'affinité vers BA que B et A n'en ont entre eux, et que CD a plus d'affinité pour l'un des corps, que celui-ci n'en a pour l'autre.

On donne aux premières le nom d'affinités divellentes, et aux dernières celui d'affinités quiescentes.

Si les affinités quiescentes sont plus fortes que les affinités divellentes, il ne se fait point de changement dans les combinaisons; mais si les forces divellentes l'emportent, les combinaisons existantes sont rompues, et il s'en forme de nouvelles.

Suivons encore un tableau figuratif, pour mieux concevoir le jeu des affinités qu'il représente.

FORMULE.



Si on mêle une dissolution de muriate de baryte avec une dissolution de carbonate de potasse, l'affinité de l'acide muriatique avec la baryte, et celle de la potasse avec l'acide carbonique, sont les affinités quiescentes.

L'affinité de l'acide muriatique avec la potasse, et celle de la baryte avec l'acide carbonique, sont divellentes. Ces dernières l'emportent; les premières combinaisons sont rompues, et au lieu

de muriate de baryte et de carbonate de potasse, on a du muriate de potasse et du carbonate de baryte, lequel étant insoluble dans l'eau, se précipite.

On peut encore représenter quelques circonstances de l'opération ; ainsi, la pointe de l'accolade inférieure, étant dirigée vers le bas, ou vers le haut, désigne que le corps est précipité ou se volatilise ; si, au lieu d'accolade, on emploie une seule ligne, elle indique que la nouvelle combinaison est restée en dissolution.

Neuvième Loi.

Neuvième Loi.

Attraction en raison inverse de la saturation.

Acide sulfurique.
Mercure :
Produits :
Gaz, acide sulfureux.
Sulfate de mercure.

Si on met de l'acide sulfurique en contact avec du mercure, on obtiendra à l'aide du calorique, de l'acide sulfureux, et du sulfate de mercure. Une partie de l'acide s'est donc décomposé ; l'oxigène qui le constituait acide sulfurique, s'est porté sur le mercure, et l'a oxidé. Les premières portions d'oxigène se dégagent donc avec facilité, tandis que les dernières tiennent fortement au soufre : d'où il résulte que les premières molécules qui s'unissent à un corps, adhèrent bien plus fortement que les dernières ; et à mesure qu'il approche le plus d'être saturé, les molécules tiennent à ce corps de moins en moins, en sorte qu'il est souvent très-aisé de séparer les premières molécules des principes d'un composé, tandis que les dernières molécules se séparent avec une

extrême difficulté : l'exemple que nous venons de citer en est une preuve.

Dixième Loi.

Attractions prédisposantes.

Dixième Loi.

Le soufre n'altère en aucune manière l'eau, ce qui prouve que le soufre a moins d'attraction pour l'oxigène, que n'en a l'hidrogène ; mais si on unit le soufre à un alcali, cette combinaison décompose l'eau, quoique l'alcali n'ait pas lui-même d'attraction pour l'oxigène ; l'alcali ne peut donc avoir d'attraction que pour l'acide sulfurique, qui doit se former par l'union du soufre et de l'oxigène de l'eau. Cette attraction favorise la décomposition de l'eau ; c'est ce qu'on appelle *attraction prédisposante*.

Soufre et alkali.
Produit :
Un *sulfure*, en contact avec l'eau, il y a dégagement de gaz hydrogène sulfuré.

Les résultats de l'expérience sont un sulfure alcalin qui a la propriété de décomposer l'eau avec laquelle on le met en contact ; il se dégage du gaz hydrogène sulfuré, et l'oxigène de l'eau se porte sur le soufre formé de l'acide sulfurique qui s'empare de l'alcali pour former un sulfate.

IIme. ET IIIme. LEÇONS.

DEUXIÈME ET TROISIÈME LEÇONS.

Lumiere et calorique.

Lumière et calorique.

Propriétés phisiques de la lumiere.

Les propriétés phisiques de la lumière sont l'élasticité, sa pesanteur, sa réflexion, sa transparence.

On peut prendre des détails sur ces différents points, dans *Newton*, *Sigault-Lafond*, *Brisson*, *Fourcroy*, etc. Il serait difficile de présenter des expériences sur cette partie de la phisique générale, sans y joindre des développemens que cet ouvrage ne comporte pas.

Telles sont en général les propriétés qui caractérisent la lumière libre, ou considérée comme l'émission du soleil et des étoiles fixes; considérons-la maintenant chimiquement.

Elle agit sur les corps, opère des combinaisons et des décompositions.

Ses effets sur les acides.

Acide nitrique concentre, devenu nitreux.

Si l'on verse de l'acide nitrique, concentré dans un flaçon, fermé d'un bouchon de cristal, et qu'on l'expose au soleil; au bout d'un certain temps, le flaçon se remplira de vapeurs rouges.

Acide muriatique oxigéné, devenu acide muriatique ordinaire.

Appareil, *voyez la figure.*

Si on expose de l'acide muriatique oxigéné, à la lumière, on obtiendra du gaz oxigène.

A cet effet, on met dans une flacon de l'acide muriatique oxigéné, on y adapte un tube de verre, qui va plonger sous une cloche dans la machine pneumatique. Il faut avoir soin que le tube ne touche point à l'acide.

La

CARACTÈRES

ADOPTÉS PAR LES CHIMISTES FRANÇAIS.

EXEMPLES.

Lumière.

Calorique.

Oxigène. }
Azote. } Acide nitrique.

Carbone. { Acide carbonique.

Hydrogène. { Ammoniaque. Eau.

Soufre. {
Oxide de soufre.
Acide sulfureux.
Acide sulfurique.

Phosphore. {
Acide phosphoreux.
Acide phosphorique.

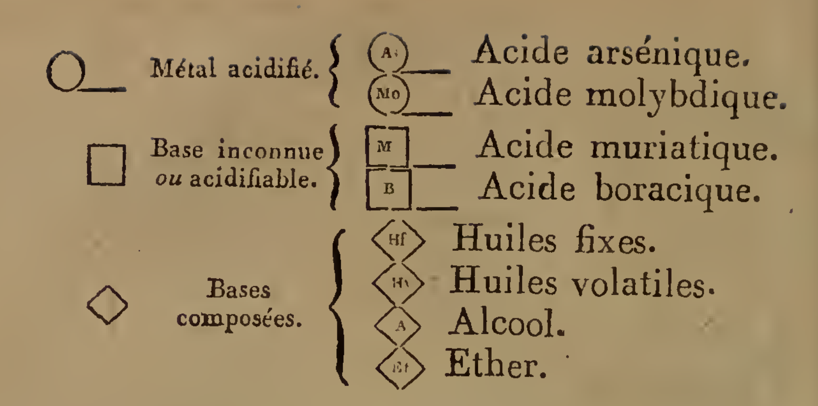
Alcalis. { Soude. Potasse.

Terres. {
Silice. Alumine.
Chaux. Magnésie.
Baryte. Strontiane.
Zircone. Glucine.

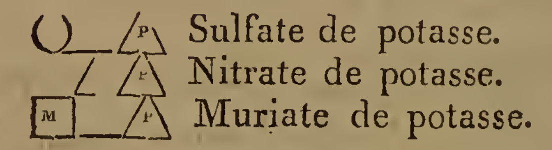
Métal. {
Platine. Or. Argent.
Cuivre. Fer, etc.
Oxide d'or. Oxide d'argent, etc.

Différens états d'oxidation.

Métal oxidé. {
Oxide de fer vert.
Oxide de fer rouge.
Oxide de fer jaune.



Exemple de combinaisons salines.



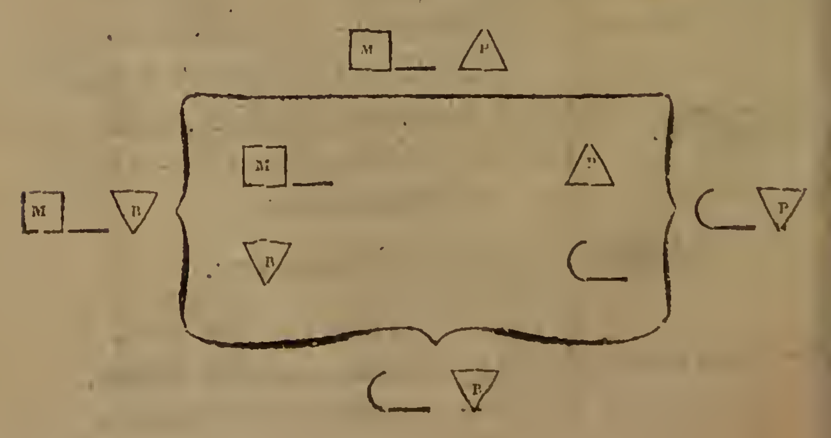
Sels triples.

Sulfate amoniaco-magnésien.

Alun du commerce, *ou* sulfate d'alumine et de potasse.

Manière de faire une formule.

Décomposition du Muriate de Baryte par le Carbonate de Potasse.



MESURES LINÉAIRES. — MESURES DE SUPERFICIE.

Nombres.	MÈTRES en aunes.	MÈTRES en toises.	DÉCIMÈT. en pieds.	CENTIM. en pouces.	MILLIM. en lignes.	MÈT. CAR. en tois. carr.	DÉC. CAR. en pieds car.	CEN. CAR. en pouc. car.	MIL. CAR. en lign. carr.
	aunes.	toises.	pieds.	pouces.	lignes.	tois. carr.	pieds car.	pouc. car.	lign. carr.
1	0,8417	0,51324	0,30795	0,3695	0,4434	0,26342	0,09483	0,1365	0,1966
2	1,6834	1,02649	0,61589	0,7391	0,8869	0,52684	0,18966	0,2730	0,3933
3	2,5251	1,53973	0,92384	1,1086	1,3303	0,79025	0,28450	0,4095	0,5899
4	3,3668	2,05297	1,23178	1,4781	1,7738	1,05367	0,37932	0,5460	0,7866
5	4,2086	2,56621	1,53973	1,8477	2,2172	1,31709	0,47416	0,6826	0,9832
6	5,0503	3,07946	1,84768	2,2172	2,6606	1,58051	0,56899	0,8190	1,1798
7	5,8920	3,59270	2,15562	2,5867	3,1041	1,84393	0,66382	0,9556	1,3765
8	6,7337	4,10594	2,46357	2,9563	3,5475	2,10734	0,75865	1,0921	1,5731
9	7,5754	4,61919	2,77151	3,3258	3,9910	2,37076	0,85348	1,2286	1,7698

MESURES DE SOLIDITÉ.

MÈT. CUB. en tois. cub.	DÉCI. CUB. en pied. cub.	CEN. CUB. en po. cub.	MIL. CUB. en lign. cub.	STÈRES en cordes.	MET CUB. en solives.	Nombres.
tois. cub.	pied. cup.	po. cub.	lign. cub.	cordes.	solives.	
0,13520	0,02920	0,05046	0,0872	0,2607	9,734	1
0,27039	0,05840	0,10092	0,1744	0,5215	19,468	2
0,40559	0,08761	0,15139	0,2616	0,7822	29,203	3
0,54079	0,11681	0,20185	0,3488	1,0429	38,937	4
0,67598	0,14601	0,25231	0,4360	1,3037	48,671	5
0,81118	0,17522	0,30277	0,5232	1,5644	58,405	6
0,94638	0,20442	0,35323	0,6104	1,8251	68,140	7
1,08158	0,23362	0,40370	0,6976	2,0859	77,874	8
1,21677	0,26282	0,45416	0,7847	2,3466	87,608	9

MESURES DE CAPACITE. — POIDS.

Nombres.	LITRES en pintes.	LITRES en litrons.	DECAL. en boissea.	HECTOL. en setiers.	KILOLIT. en muids.	HECTOG. en livres.	DECAG. en onces.	GRAMM. en gros.	DECIGR. en grains.	CENTIGR. en 16es. de g.	MILLIGR. en 256es. de g.
	pintes.	litrons.	boissea.	setiers.	muids.	livres.	onces.	gros.	grains.	16es. de g.	256es. de g.
1	1,0513	1,2616	0,7885	0,6570	0,5476	0,20444	0,3271	0,26168	1,8841	3,015	4,823
2	2,1026	2,5231	1,5769	1,3141	1,0951	0,40888	0,6542	0,52336	3,7682	6,029	9,647
3	3,1539	3,7846	2,3654	1,9712	1,6427	0,61331	0,9813	0,78504	5,6523	9,044	14,470
4	4,2052	5,0462	3,1539	2,6282	2,1902	0,81775	1,3084	1,04672	7,5364	12,058	19,293
5	5,2565	6,3078	3,9424	3,2853	2,7378	1,02219	1,6355	1,30840	9,4205	15,073	24,116
6	6,3078	7,5693	4,7308	3,9424	3,2853	1,22663	1,9626	1,57008	11,3046	18,087	28,940
7	7,3591	8,8309	5,5193	4,5994	3,8329	1,43107	2,2897	1,83176	13,1887	21,102	33,763
8	8,4104	10,0924	6,3078	5,2565	4,3804	1,63550	2,6168	2,09344	15,0728	24,116	38,586
9	9,4617	11,3540	7,0961	5,9135	4,9280	1,83994	2,9439	2,35512	16,9569	27,131	43,410

DIMENSIONS DES MESURES DE CAPACITÉ.

POUR LES LIQUID. Noms des mesur.	diam. de la base.	hauteur.	POUR LES GRAINS ET LES MAT. SÈCH. Noms des mesures.	hauteur et diam. de la base.	Noms des mesures.	haut. diam. de la base.
	milli.	milli.		milli.		milli.
Lit.	86,0.	127,0	D. Hect.	633,8	D. Décal.	185,3
D.Li.	68,3.	136,6	Hectol.	503,1	Do. Litre.	136,6
D.Dé.	50,3.	100,6	D. Hectol.	399,3	Litre.	108,4
Déci.	39,9.	79,9	Do. Décal.	294,2	D. Litre.	86,0
D.Dé.	31,7,	63,4	Décalitre.	233,5	Do. Décil.	63,4

OBSERVATIONS SUR LES DEUX TABLEAUX.

Toutes les tables se terminent à 9 inclusivement, excepté celles des monnoies. On s'est borné à ce nombre, attendu qu'il est aisé d'obtenir des valeurs 10, 100, 1000 fois plus grandes, en avançant la virgule à droite, d'un, de deux, de trois chiffres.

Ainsi, si je voulais savoir combien 432 aunes font de mètres, j'aurais pour 400 aunes . . . . . . 475,2 mètres.
pour 30 35,64
pour 2 2,376
Somme 432. . . . . 513,216 mètres.

Lorsqu'il y a dans la quantité proposée des parties décimales, on évalue les différens chiffres, en faisant mouvoir la virgule dans l'autre sens; savoir, pour les dixièmes, en reculant la virgule d'un rang vers la gauche; pour les centièmes, en la reculant de deux rangs, et ainsi de suite. Par exemple, si on a 3,574 mètres à changer en toises, on dira: 3 mètres valent. . . . . 1,53973 toises.
0,5 0,25662
0,07. 0,03593
0,004 0,00205
Somme . . . . 1,83433 Toises.

Exemple d'une réduction composée.

Combien 10000 myriagrammes de froment valent-ils en numéraire, en supposant le prix du setier, mesure de Paris, à 25 francs ?

On a déjà observé que la table, pour changer les hectogrammes en livres, sert en même-temps à changer les myriagrammes en quintaux. Il en résulte que 10000 myriagrammes feront 2044,4 quintaux, ou 204440 livres. D'un autre côté, le setier de froment pesant 240 livres, si on divise 204440 par 240, on aura 851,8 pour le nombre de setiers compris dans le poids proposé. Il reste à multiplier 851,8 par 25 francs, et on aura 21295 francs, pour la valeur de 10000 myriagrammes de froment.

TABLEAU POUR RÉDUIRE LES ANCIENNES MESURES EN NOUVELLES.

Nombres.	MESURES LINÉAIRES. AUNES en mètres.	TOISES en mètres.	PIEDS en décimètr.	POUCES en centimètr.	LIGNES en millimètr.	MESURES DE SUPERFICIE. TOISES CAR. en mètres car.	PIEDS CAR. en décim. car.	POUÇ. CAR. en centi. carr.	LIGN. CAR. en milli. carr.	TOIS. PIEDS. en mètr. carr.	TOIS. POUC. en mètr. carr.	TOIS. LIGN. en mètr. carr.	TOIS. POIN. en mètr. carr.	Nombres.
	mètres.	mètres.	décimètr.	centimètr.	millimètr.	mètres car.	décim. car.	centi. carr.	milli. carr.	mètr. carr.	mètr. carr.	mètr. carr.	mètr. carr.	
1	1,188	1,9484	3,2473	2,7061	2,255	3,7962	10,545	7,323	5,085	0,63271	0,05273	0,00439	0,00037	1
2	2,376	3,8968	6,4946	5,4122	4,510	7,5925	21,090	14,646	10,171	1,26541	0,10545	0,00879	0,00073	2
3	3,564	5,8452	9,7420	8,1183	6,765	11,3887	31,635	21,969	15,256	1,89812	0,15818	0,01318	0,00110	3
4	4,752	7,7936	12,9893	10,8244	9,020	15,1850	42,180	29,292	20,342	2,53083	0,21090	0,01757	0,00147	4
5	5,940	9,7420	16,2366	13,5305	11,275	18,9812	52,726	36,615	25,427	3,16353	0,26363	0,02197	0,00183	5
6	7,128	11,6904	19,4839	16,2366	13,531	22,7774	63,271	43,938	30,512	3,79624	0,31635	0,02636	0,00220	6
7	8,316	13,6388	22,7312	18,9427	15,786	26,5737	73,816	51,261	35,598	4,42895	0,36908	0,03076	0,00256	7
8	9,504	15,5872	25,9785	21,6488	18,041	30,3699	84,361	58,584	40,683	5,06166	0,42180	0,03515	0,00293	8
9	10,692	17,5356	29,2259	24,3549	20,296	34,1661	94,906	65,907	45,769	5,69436	0,47453	0,03954	0,00330	9

Nombres.	MESURES DE SOLIDITÉ. TOISE. CUB. en mètr. cub.	PIEDS CUB. en déci. cub.	POUC. CUB. en centi. cub.	LIGN. CUB. en milli. cub.	TOISE. TOIS. pieds en mètr. cub.	TOIS. TOISE. pouc. en mètr. cub.	TOIS. TOISE. lign. en mètr. cub.	TOISE. TOIS. poin. en mètr. cub.	CORDES en stères.	SOLIVES en mètr. cub.	MESURES DE CAPACITÉ. PINTES en litres.	LITRONS en litres.	BOISSEAUX en décalitres.	Nombres.
	mètr. cub.	déci. cub.	centi. cub.	milli. cub.	mètr. cub.	mètr. cub.	mètr. cub.	mètr. cub.	stères.	mètrescub	litres	litres.	décalitres.	
1	7,3966	34,243	19,817	11,47	1,23276	0,10273	0,00856	0,00017	3,835	0,1027	0,9512	0,7927	1,2683	1
2	14,7932	68,487	39,634	22,94	2,46553	0,20546	0,01712	0,00143	7,670	0,2055	1,9024	1,5853	2,5365	2
3	22,1897	102,730	59,450	34,40	3,69829	0,30819	0,02568	0,00214	11,505	0,3082	2,8536	2,3780	3,8048	3
4	29,5863	136,974	79,267	45,87	4,93105	0,41092	0,03424	0,00285	15,341	0,4109	3,8048	3,1707	5,0731	4
5	36,9829	171,217	99,084	57,34	6,16382	0,51365	0,04280	0,00357	19,176	0,5136	4,7560	3,9633	6,3414	5
6	44,3795	205,460	118,901	68,81	7,39658	0,61638	0,05136	0,00428	23,012	0,6164	5,7072	4,7560	7,6096	6
7	51,7761	239,704	138,718	80,28	8,62934	0,71911	0,05993	0,00500	26,847	0,7191	6,6584	5,5487	8,8779	7
8	59,1726	273,947	158,534	91,74	9,86210	0,82184	0,06849	0,00571	30,682	0,8218	7,6096	6,3413	10,1462	8
9	66,5692	308,191	178,351	103,21	11,09487	0,92457	0,07705	0,00642	34,517	9,9246	8,5609	7,1340	11,4145	9

Nombres.	MESUR. DE CAPACIT. SETIERS. en hectol.	MUIDS. en kilolitr.	POIDS. LIVRES en hectogr.	ONCES. en décagr.	GROS. en gram.	GRAINS. en décigra.	16es. DE gra. en centigr.	266es. DE gra. en milligr.	PRIX DU METRE d'après celui de l'aune.	MET. CAR. d'après celui de la tois. ca.	LITRE. d'après celui de la pinte	KILOGRA. d'après celui de la l. poi.	Nombres.
	hectol.	kilolitr.	hectogr.	décagr.	gram.	décigra.	centigr.	milligr.	francs.	francs.	francs.	francs.	
1	1,5219	1,8263	4,8915	3,0572	3,8215	0,53076	0,3317	0,2073	0,8417	0,2634	1,051	2,044	1
2	3,0439	3,6526	9,7829	6,1143	7,6429	1,06151	0,6634	04147	1,6834	0,5268	2,103	4,089	2
3	4,5658	5,4789	14,6744	9,1715	11,4644	1,59227	0,9952	0,6220	2,5251	0,7902	3,154	6,133	3
4	6,0877	7,3053	19,5658	12,2286	15,2858	2,12303	1,3269	0,8293	3,3668	1,0537	4,205	8,177	4
5	7,6096	9,1316	24,4573	15,2858	19,1072	2,65379	1,6586	1,0366	4,2086	1,3171	5,256	10,222	5
6	9,1316	10,9579	29,3488	18,3430	22,9287	3,18454	1,9903	1,2440	5,0503	1,5805	6,308	12,266	6
7	10,6535	12,7842	34,2402	21,4001	28,7502	3,71530	2,3221	1,4513	5,8920	1,8439	7,359	14,311	7
8	12,1754	14,6105	39,1317	24,4573	30,5716	4,24606	2,6538	1,6586	6,7337	2,1073	8,410	16,355	8
9	13,6974	16,4368	44,0231	27,5144	34,3931	4,77682	2,9855	1,8659	7,5754	2,3708	9,462	18,399	9

MONNOIES.

SOUS EN CENTIMES. so. ce.	so. ce.	de. en ce. de. ce.
		1..0,4
		2..0,8
1...05	11...55	3..1,2
2...10	12...60	4..1,7
3...15	13...65	5..2,1
4...20	14...70	6..2,5
5...25	15...75	7..2,9
6...30	16...80	8..3,3
7...35	17...85	9..3,7
8...40	18...90	10..4,2
9...45	19...95	11..4,6
10...50	20..100	12..5,0

La lumière frappant directement sur la liqueur, décompose cet acide ; une partie de l'oxigène oxide le manganèse, dont on s'est servi pour oxigéner l'acide muriatique, et l'autre se dégage à l'état de gaz oxigène.

Ses effets sur les oxides métalliques.

Si on expose aux rayons solaires de l'oxide rouge de mercure, l'oxide se décomposera ; l'oxigène qu'il contient, et qui le constitue oxide, se dégagera, et le métal repassera dans son état naturel.

Oxide rouge de mercure.

Les sels métalliques peuvent encore nous servir de preuves, pour démontrer l'action de la lumière.

Nitrate d'argent en dissolution. Acide muriatique.

On prépare du muriate d'argent ; à cet effet, on prend du nitrate d'argent en dissolution, on y ajoute de l'acide muriatique, qui s'empare de l'oxide d'argent, et forme un sel insoluble, muriate d'argent.

Produit : Muriate d'argent.

On expose ce muriate à la lumière, sur une plaque de verre, collée par-dessous avec du papier noir. Au bout de quelques heures, on voit que la lumière n'a agi qu'à la surface ; le sel se trouve réduit à l'état métallique, tandis qu'à l'endroit où la lumière n'a point frappé, il n'y a point eu de décomposition.

Plaque de verre, collée par-dessous avec du papier noir, sur laquelle on aura mis d'avance du muriate d'argent.

Effets de la lumière sur le végétal.

Effets de la lumiere sur le végétal.

La lumière est nuisible à la germination des semences.

Que l'on mette des semences de cresson, sur

Des semences.

un morceau de liége enveloppé d'un papier-brouillard, et flottant dans l'eau; si on le prive du contact de la lumière, on verra la vitesse du développement, en comparant cet appareil avec d'autres semblables mis à la lumière; on observera qu'à mesure que les graines jouissent d'une lumière plus vive, leur développement est plus retardé; de façon que la lumière la plus vive, celle du soleil, leur devient toujours la plus nuisible.

La lumière présente encore un phénomène intéressant.

Cloches pleines d'eau, sous lesquelles on aura passé des feuilles.
L'une, exposée aux rayons solaires; l'autre, exposée à l'action calorique.

Si on place un certain nombre de feuilles dans une cloche pleine d'eau, et renversée, et qu'on l'expose à l'action du calorique, il se dégagera des feuilles un gaz qui aura, outre beaucoup d'autres propriétés, celle d'être impropre à la combustion.

Si au contraire on expose une même cloche, préparée de même aux rayons solaires, on aura pour résultat un gaz qui a la propriété d'être propre à la combustion.

Ce qui démontre bien que la production de ce fluide est due à l'influence de la lumière sur ces feuilles.

Végétaux étiolés :
Laitue, chicorée, cardon, choux. Bois blanc entouré de son écorce verte. Racines moins colorées que le bois. Lacques pâlies à l'air. Huiles volatiles à la lumière. *Voyez la leçon sur les huiles volatiles.*

La lumière altère la couleur des végétaux. L'étiolement des plantes dépend de l'absence de la lumière. Les plantes se nourrissent très-bien dans une obscurité parfaite, et même elles y croissent plus rapidement qu'au soleil, pourvu que l'air qui les entoure, soit respirable.

Tout le monde connoît la manière qu'emploient

les jardiniers, pour étioler les chicorées; quand elles sont venues à une certaine hauteur, ils les lient et les privent par-là du contact de la lumière.

La maturité et le principe résineux sont autant de propriétés qui en dépendent.

Animaux des lieux obscurs. Vers de terre, oiseaux de nuit, papillons, etc.

On voit même que l'influence de la lumière est marquée sur les autres êtres ; car, comme on l'a observé, les vers et les chenilles qui vivent dans la terre ou dans les bois, sont blanchâtres, les oiseaux et les papillons de nuit se distinguent de ceux du jour par leurs couleurs peu brillantes; la différence est encore marquée entre ceux du nord et ceux du midi.

Les animaux tombent malades par la privation de la lumière, et même en périssent. Si l'homme est renfermé long-temps dans un cachot, il croît des pustules remplies d'humeurs aqueuses sur la peau, et il devient hydropique.

Du calorique.

Du calorique.

Le calorique est une substance qui produit le sentiment de la chaleur.

La chaleur se communique en général aux corps de trois manières; 1°. par le contact d'un corps chaud; 2°. par le frottement; 3°. par l'acte de la combinaison.

Corps dilatés.

Les corps dilatés ne le sont ainsi que par le passage du calorique d'un corps dans un autre; suivant les circonstances, on a une dilation ou une condensation dans les liquides; moyens dont on se sert pour construire les thermomètres.

Thermomètres.

On appelle thermomètre, un instrument propre à apprécier les différens degrés de chaleur.

Il y en a de plusieurs espèces; on en fait avec l'alcool coloré par l'orseille, et avec le mercure.

Comme les thermomètres de verre sont très-fusibles, on ne peut avec ces instrumens évaluer que des degrés de chaleur inférieurs au degré de fusion du verre lui-même.

Pyromètre de Wedgwood. *Voyez la planche.*

Le pyromètre de Wedgwood est celui dont on fait usage le plus communément. Il est construit sur le principe que l'argille la plus pure prend au feu un retrait proportionné à la chaleur qu'on lui applique : ce pyromètre consiste en deux parties, l'une qu'on appelle jauge, et qui sert à mesurer les degrés de diminution ou de retrait; l'autre comprend de petits cilindres d'argille, qu'on appelle pièces *pyrométriques.*

Corps fondus.

L'action du calorique peut être considérée comme tendant à détruire l'aggrégation et à favoriser la combinaison.

Soufre } fondus.
Plomb }

Il faut examiner cet objet sous quatre points de vue principaux; 1°. Il est des corps que la chaleur n'altère pas, elle ne fait que les dilater; 2°. le calorique fait passer les corps de l'état solide à l'état fluide; ce phénomène se nomme *fusion*, et les corps *fusibles*, tels sont le soufre, le plomb, etc.

Corps volatilisés : Eau bouillante. *Benjoin* pour jeter sur des charbons.

Cette fusibilité, poussée plus loin, est la volatilisation. On nomme volatils les corps susceptibles de cette propriété, tels que le benjoin, l'eau bouillante, etc.

Ceux, qui ne jouissent pas de cette propriété, sont appelés *fixes*. Il y a plusieurs degrés de cette volatilité, l'*ultimatum* sont les corps fondus en gaz.

Corps fondus en gaz.

3°. Les corps décomposables sans altération; ce qui constitue l'analyse vraie. Un des corps est toujours fixe et l'autre volatil.

Oxide de mercure rouge, dans une petite cornue, à l'appareil pneumato-chimique.

4°. Si les corps, que l'on expose au calorique, sont composés de plusieurs principes volatils et fixes, les volatils s'unissent ensemble, les fixes se combinent également, il résulte de nouveaux composés; ce qui constitue l'analyse fausse.

Il existe dans tous les corps deux portions de calorique bien distinctes; 1°. calorique combiné, 2°. calorique interposé.

Calorique dégagé. Acide sulfurique et eau. Gaz acide muriatique et eau.

Le calorique combiné est celui qui est enchaîné dans les corps, par la force d'affinité ou d'attraction, et qui constitue une partie de leur substance, même de leur solidité.

Calorique combiné. Nitre et glace. Muriate calcaire et glace. Thermomètre pour faire voir le résultat de l'expérience.

Le calorique interposé est celui qui, sans être engagé dans aucune combinaison, se trouve entre les molécules des corps.

Un exemple familier rendra plus sensible la différence qui existe entre ces deux portions de calorique.

(1) Un morceau de pain, plongé dans l'eau, contient deux portions d'eau bien distinctes; l'une est dans un état de combinaison, et forme une partie constituante du pain; l'autre est seulement

---

(1) *Voyez* leçons de phisique-chimique, par *Libes*.

interposée entre ses molécules : elle paraît sous forme d'eau, et s'échappe par la pression.

On distingue aussi le calorique de la chaleur, parce qu'on ne doit jamais confondre sous la même dénomination, un effet et la cause qui lui donne naissance.

La chaleur n'est autre chose que l'effet produit sur nos organes, par le passage du calorique qui se dégage des corps environnans. Lorsque je touche un corps froid, le calorique passe de ma main dans le corps que je touche, et j'éprouve la sensation du froid ; lorsque je touche un corps chaud, le calorique passe du corps à ma main, et j'ai la sensation de la chaleur ; mais tous les corps offrent-ils au colorique un passage également libre et facile ? Non.

On doit donc distinguer ici cet objet. 1°. — calorique conduit. 2°. — calorique arrété.

Calorique conduit.

Les métaux, et la plupart des liquides, nous donnent l'exemple du premier point.

Métaux.

Fil de fer.

Si on prend un fil de fer, et qu'on présente une de ses extrémités au foyer de la flamme d'une bougie, on ne tardera pas à éprouver la sensation de chaleur.

Calorique arrêté.
Charbon.
Creusets brasqués.

Si, au contraire, on prend un charbon embrâsé, à une de ses extrémités, et qu'on touche le corps à une petite distance de cette extrémité, on n'éprouvera aucune sensation de chaleur.

Pourquoi ces effets? c'est que le calorique se propage facilement à travers les molécules du

fer, tandis que les molécules du charbon se refusent à son passage.

Le verre, les résines, la soie, la laine, la paille, etc. résistent plus ou moins au passage du calorique.

Corps qui résistent plus ou moins au passage du calorique.

Verres, résines, soie, laine, paille, etc.

D'après ce que nous venons de dire, on doit voir les applications utiles que l'on peut faire aux arts, et aux usages même les plus ordinaires de la société.

La propriété qu'ont les corps d'absorber la quantité de calorique est appellé capacité.

Ainsi, pour élever du même nombre de dégrés la température de deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, il faut presque toujours leur communiquer d'inégales quantités de calorique.

Pour déterminer la capacité de différens corps, il faut les considérer comme ayant des poids égaux et des températures semblables, ou comme ayant des volumes égaux et mêmes températures; et la différence entre les résultats de ces comparaisons, sera comme la différence qui se trouve entre les pesanteurs spécifiques des substances comparées.

Deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, et réduits à la même température, contiennent presque toujours d'inégales quantités de calorique. On désigne chacune de ces quantités par l'expression de *calorique spécifique*, ou *quantité spécifique de calorique*.

Capacité pour le calorique.

Exemples :

Sable chauffé à 40 degrés. Soufre en poudre à 10.	Poids égal. Température.
Limaille de fer, à 60 dégrés. Charbon à 10.	Poids égal. Température.
Glace à 1 dégré. Limaille de fer à 10.	Poids égal. Température. 2 deg.
Eau à 60 dégrés. Eau à 20.	Poids égal. Température. 40 dég.
Chaux à 85 degrés. Sable à 35.	Poids égal. Température. 50 dég.

On connaît deux moyens de déterminer les capacités.

Le premier consiste à mêler ensemble des poids ou des volumes égaux de substances hétérogènes, dont les températures sont différentes, et à observer la température du mélange ; les capacités sont alors en raison inverse des changemens de température.

Prenons pour exemple la glace et la limaille de fer.

On pèse parties égales de ces deux substances. On met la glace à 1 dégré au-dessus de 0, et on fait chauffer le fer à 10 dégrés au-dessus de 0 ; on mêle ensemble ces deux substances dans un vase de verre, on y plonge un thermomètre ; la température du mélange est alors de deux dégrés.

Si on veut multiplier les exemples, on peut se servir de différentes substances, et suivre l'ordre indiqué ci-contre. Quant à la manière d'opérer, l'exemple que nous venons de donner doit guider pour toutes.

L'expérience ci-dessus prouve que la même quantité de calorique qui élève la température d'une partie de fer à 8 dégrés, ne peut élever une quantité égale d'eau que d'un seul dégré ; d'où il résulte que la capacité de l'eau est à celle du fer comme 8 est à 1 ; mais, nous venons de voir que les changemens de tempéra-

ture étaient, dans ces deux substances, comme 1 est à 8. On peut donc conclure qu'en se servant de cette méthode, c'est-à-dire, en mêlant des poids égaux de substances hétérogènes, ayant différente température, et en observant la température du mélange, les capacités de ces substances sont en raison inverse de leur changement de température.

Le second moyen, que nous devons à Lavoisier et au citoyen Laplace, consiste à échauffer les corps, à les placer ensuite au milieu d'une sphère creuse de glace, et à rassembler la quantité d'eau formée; les capacités sont alors, en raison directe, des quantités de glace fondue.

Expériences.

On met une quantité d'eau à 60 dégrés dans une sphère creuse de glace, ou dans un appareil propre à la représenter. Eau à 60 dégrés.

Cette eau à 60 dégrés, fait fondre une quantité égale de glace.

On met dans le même appareil cent parties de limaille de fer à 60 dégrés; cette limaille fait fondre deux parties et demie de glace. Limaille de fer à 60 dégrés.

Il serait sans doute difficile de se procurer des sphères de glace creuse pour faire les dernières expériences que nous venons de rapporter; et quand même on pourrait se les procurer facilement, elles offriraient beaucoup d'inconvéniens dans la pratique. Ces motifs ont engagé Lavoi-

sier et le citoyen Laplace à y suppléer par un appareil, auquel ils ont donné le nom de *calorimètre*.

Calorimètre.

Description du calorimètre.

Ce serait ici le cas d'en donner la description, mais la précision que nous nous sommes imposée, et les longs détails dans lesquels il serait nécessaire d'entrer pour faire connaître l'instrument ingénieux, imaginé par ces deux célèbres phisiciens, et la manière dont il faut s'en servir, nous forcent à renvoyer à l'ouvrage de Lavoisier, ou à la lecture d'un mémoire publié par Lavoisier et Laplace, dans le recueil de l'académie des sciences, année 1780, pag. 355.

De la chaleur comme agent chimique.

Le dernier examen de la chaleur est de la considérer comme agent chimique, et quels sont les moyens qu'on emploie pour l'appliquer aux corps.

Les diverses altérations que la chaleur fait éprouver aux corps sont employées par les chimistes pour parvenir, soit à décomposer, soit à combiner les différens produits naturels.

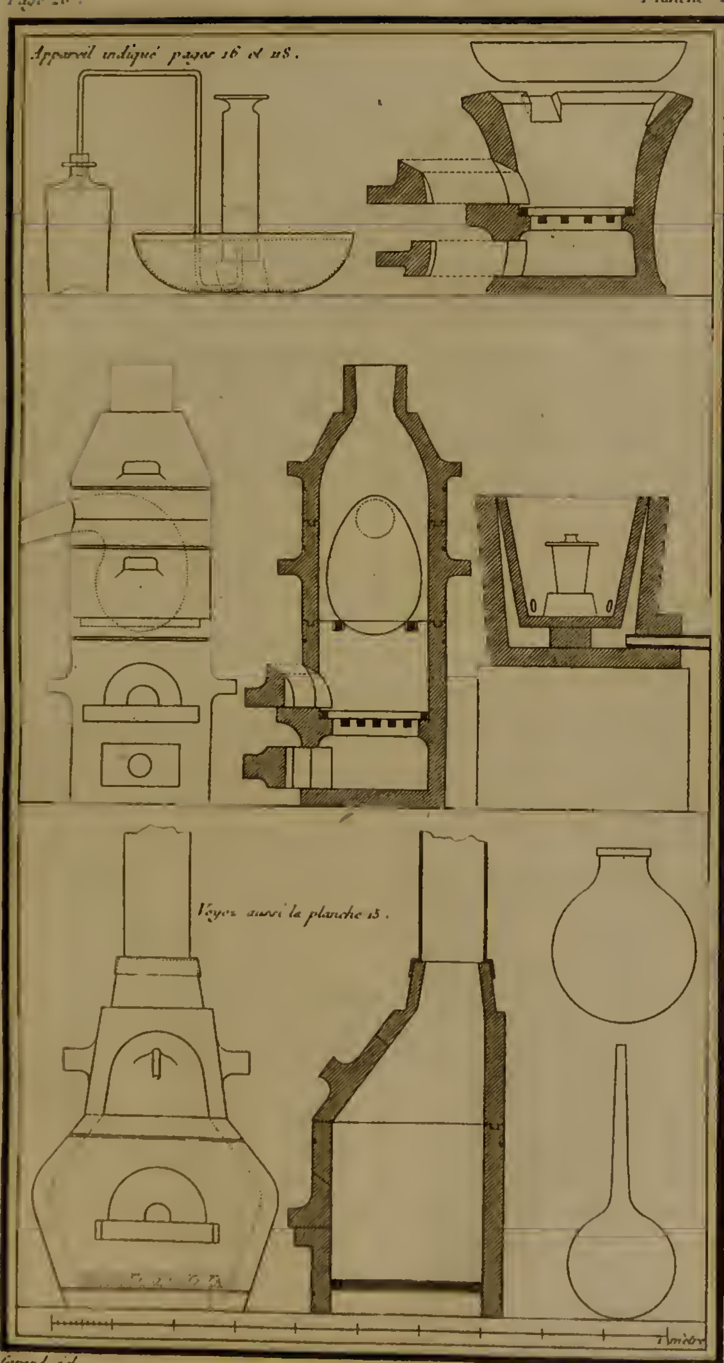
Des instrumens dont on se sert en chimie.

Les instrumens dont on se sert en chimie, pour appliquer le feu aux substances qu'on veut analyser, ont différentes formes et différens noms.

La chimie moderne en a réformé une infinité, qui ne servaient qu'à jeter de l'embarras et de la confusion; nous nous bornerons ici, à faire connaître ceux qui sont généralement adoptés.

Des fourneaux.

Le feu étant le principal agent de presque


Page 20.
Planche 2.
Appareil indiqué pages 16 et 18.
Voyez aussi la planche 15.
1 mètre
Girard del.
Delettre Sculp.



toutes les opérations, on a différens fourneaux pour en modérer ou en augmenter l'action.

Fourneau évaporatoire, servant pour les digestions, les distillations, les dissolutions, etc.

Le premier, et le plus simple, est le fourneau évaporatoire. Ce fourneau sert non-seulement aux évaporations, mais encore pour les digestions, les distillations, les dissolutions, et toutes les opérations qui n'exigent que la chaleur nécessaire à l'ébullition des liquides : quelquefois on place les vaisseaux immédiatement au-dessus des charbons, et cela s'appelle travailler à feu nud ; quelquefois on interpose du sable, ou de l'eau ; c'est ce qu'on nomme bain de sable, et bain-marie.

Bain de sable.

Bain-marie.

Ce fourneau est composé d'un cendrier et d'un foyer ; ces deux parties sont séparées par une grille qui supporte le combustible. On pratique ordinairement deux ou trois échancrures dans l'épaisseur des parois du fourneau, vers son bord supérieur, pour faciliter l'aspiration et la combustion.

Fourneau de réverbère.

Le second est le fourneau de réverbère. Ce fourneau est nécessaire pour la distillation des matières qui ne peuvent se traiter qu'à la cornue, et qui exigent plus de chaleur. Ce fourneau est composé de quatre pièces : d'un cendrier destiné à livrer passage à l'air et à recevoir les cendres, d'un foyer séparé du cendrier par la grille (c'est dans cette pièce qu'est contenu le combustible), d'une portion de cylindre, qu'on appelle laboratoire, parce que c'est cette partie qui reçoit les cornues employées au travail ou à la distillation ;

ces trois pièces sont couvertes d'un dôme ou d'une portion de sphère percée vers son milieu par un trou qui livre passage au courant d'air, et forme la chèminée.

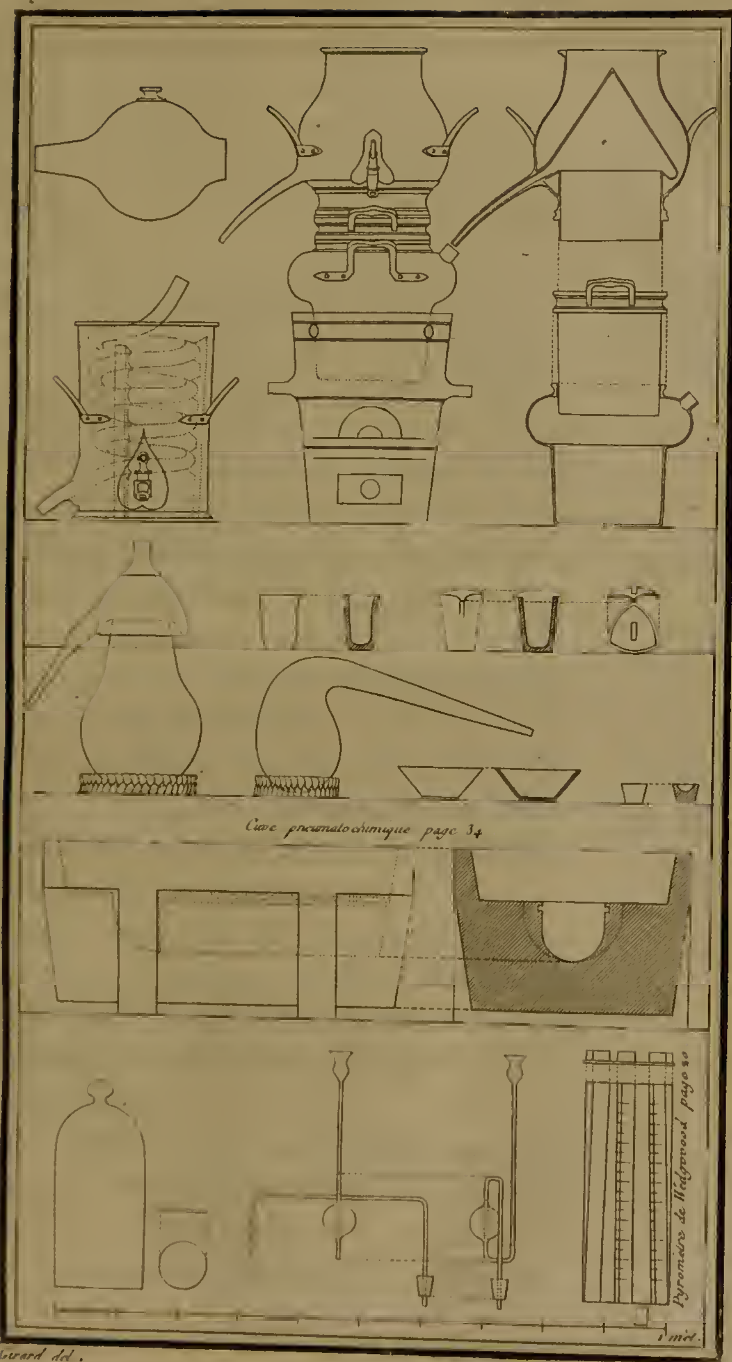
Pour le service de ce fourneau, on se sert de supports de différentes hauteurs ; on en fait de toutes sortes de matières, avec le bois, avec des pierres, des briques, etc. En général, il faut que le chimiste sache tirer parti de tout, et c'est à son industrie à suppléer aux objets qui manquent.

Fourneau de forge, ou de fusion.

Le troisième, le fourneau de forge ou de fusion, est celui où le courant d'air est déterminé par un soufflet. Cendrier, foyer, laboratoire, tout est réuni ; et cet ensemble ne forme qu'une portion de cylindre percé vers l'angle inférieur d'un petit trou où aboutit le tuyau d'un soufflet. On recouvre quelquefois cette partie d'une calotte ou dôme, pour concentrer plus efficacement la chaleur, et la réverbérer sur les corps qui y sont exposés.

Fourneau-Macquer, ou de coupelle.

Le quatrième, appellé fourneau-Macquer ou de coupelle, car il sert très-bien à cet usage, a, comme celui de fusion, un dôme et une chappe ; il n'en diffère que par sa forme quarrée, seulement un peu renflée par les côtés, et parce que son cendrier est ouvert de toutes parts. Il sert très-bien de fourneau de coupelle, au moyen d'une petite porte demi-circulaire, pratiquée à quatre pouces au-dessus de la grille, qui est la hauteur à laquelle on place alors une mouffle sur des briques.



Girard del.

Delettre Sculp.

Il y a encore un grand nombre d'instrumens qu'il est également nécessaire de trouver sous sa main dans un laboratoire, tels que :

Capsules de fer, ballons, matras, ballons de rencontre.

Des capsules de fer pour les bains de sable, des ballons, des matras, des ballons de rencontre, c'est-à-dire, qui puissent s'ajuster l'un dans l'autre.

Alambic en cuivre.

Des alambics pour les distillations; savoir : un alambic de cuivre étamé avec son réfrigérant de cuivre, la chapelle en étaim, une cucurbite d'étaim qui entre dans celle de cuivre, pour faire servir celle-ci de bouilloire, quand on veut opérer au bain-marie ; et un serpentin, aussi d'étaim ; des alambics de verre avec leurs chapiteaux séparés, ou des cucurbites en grès avec des chapiteaux de verre.

Alambic en verre.

On connaît encore d'autres vaisseaux distillatoires sous le nom de cornues.

Cornues de verre, de grès, de porcelaine, et de métal.

Elles sont de verre, de grès, de porcelaine ou de métal; on se sert de l'une ou de l'autre de ces matières, selon la nature des substances qu'on veut distiller.

De quelque nature que soit la cornue, la forme en est toujours la même, et elles ont toutes la figure d'un œuf, terminé par un bec ou tuyau qui diminue insensiblement de largeur et est légèrement incliné.

On adapte au bec de la cornue un vase destiné à recevoir le produit de la distillation; c'est ce vase qu'on nomme récipient.

Dans certaines opérations il se dégage une

Appareil de Woulf.

si prodigieuse quantité de vapeurs, qu'il est dan gereux de les coercer ; d'un autre côté, il y a un déchet considérable dans le produit. Pour obvie à ces inconvéniens, Woulf a imaginé un apparei aussi simple qu'ingénieux.

Comme tous les appareils que nous décriron dans le cours de ces leçons, seront faits d'aprè ses principes, je me dispenserai d'en donner une description particulière.

Dans les diverses opérations de chimie, il es nécessaire de garantir les cornues de l'action immédiate du feu, de coercer, et de retenir des vapeurs expansibles, précieuses et souvent corrosives; c'est pour remplir ces vues qu'on emploie différens luts.

Des luts.

La première condition qu'on exige de tou lut destiné à former les jointures des vaisseaux est d'être aussi imperméable que le verre lui-même, de manière qu'aucune matière, si subtile qu'elle soit, à l'exception du calorique ne puiss le pénétrer.

Lut pour revêtir les cornues de verre.

Premièrement, pour éviter que les cornues ne se cassent par l'action du feu, il faut avoir la précaution de les revêtir d'une chemise ou enveloppe de terre. A cet effet, on se sert avec avantage d'un mélange de terre grasse et de fiente fraîche de cheval ; ou bien on les trempe tout simplement dans de la terre à four délayée. On a soin d'en appliquer plusieurs couches.

Lorsqu'il s'agit de coercer ou de s'opposer à

a sortie des vapeurs qui rongent et corrodent, on se sert d'un lut appellé lut gras.

Lut gras.

On prépare d'abord de l'huile de lin cuite, c'est-à-dire, de l'huile de lin qu'on a oxigenée et rendue siccative par l'addition d'un peu de litharge ou oxide de plomb demi-vitreux.

Huile de lin cuite.

A cet effet, on met dans une bassine de cuivre 100 parties d'huile de lin avec 9 parties de litharge réduite en poudre fine et passée au tamis de soie; on place le vaisseau sur un fourneau, et on le chauffe assez pour que l'huile de lin puisse dissoudre la litharge. On agite sans discontinuer le mélange avec une spatule de bois, jusqu'à ce que la litharge soit entièrement dissoute; alors on ôte le vaisseau du feu: on le laisse un peu refroidir, et on conserve, dans une cruche bien bouchée avec un bouchon de liège, l'huile ainsi préparée.

Manière de préparer le lut gras.

Quand on veut faire du lut gras, on prend la quantité qu'on veut d'une bonne argille, on la lave, on la fait sécher, on la réduit en poudre fine qu'on passe à travers un tamis de soie; alors on met dans un mortier de fer ce que l'on veut de cette argille; on ajoute une suffisante quantité d'huile de lin cuite, on pile fortement ce mélange, et long-temps, jusqu'à ce qu'il soit exact et qu'il forme une pâte un peu solide qui n'adhère point aux mains.

Lut avec la chaux et le blanc d'œuf.

Comme la chaleur ramollit ce lut, il a besoin en conséquence d'être contenu: le meilleur moyen est de le recouvrir avec des bandes de

vessie ou de linge, imbibées de blanc d'œuf, dans lequel on a délayé de la chaux.

Je ne saurais trop recommander de ne pas oublier que c'est de la manière de luter, de la patience, de l'exactitude qu'on y apporte, que dépendent tous les succès de la chimie moderne.

Voilà les vaisseaux dont on se sert le plus ordinairement avec le fourneau de réverbère : examinons maintenant ceux que l'on emploie avec le fourneau de forge.

Ce fourneau est employé pour la fonte, la calcination des métaux, etc.

On se sert pour ces sortes d'opérations de creusets.

Des creusets.

On entend par creusets, des vases de terre ou de métal, qui ont presque toujours la forme d'un cône renversé. Un creuset doit supporter la plus forte chaleur sans se fondre ; il doit encore être inattaquable par tous les agens qu'on expose au feu dans ces vases. Ceux qui se rapprochent le plus de ces dégrés de perfection, sont ceux de Hesse ou de Hollande.

Têt à rôtir.

On se sert encore de petites assiettes cuites de terre, servant à calciner des mines et des matières métalliques ; on nomme ce vaisseau tet-à-rôtir. Ces sortes de vaisseaux doivent être larges et plats, fort unis, afin de pouvoir ramasser commodément les oxides métalliques ou les poudres qu'on met dedans.

La

La coupelle est un petit creuset large et évasé, creusé à-peu-près en demi-sphère, et ayant la figure d'une coupe, d'où lui vient son nom. Cet espèce de creuset est fait avec des os de pieds de mouton calcinés, pulvérisés, passés au tamis de soie, et bien lavés. On pétrit cette poudre avec de l'eau, et on forme les coupelles dans un moule.

De la coupelle.

Je parlerai des autres vases, et appareils chimiques, à mesure que j'aurai occasion de m'en servir. En donnant ainsi la description de leurs usages, on parvient à les faire mieux connaître.

Quatrième Leçon.

Du gaz oxigène.

QUATRIÈME LEÇON.

Du gaz oxigène.

On peut employer différentes substances, pour obtenir le gaz oxigène.

1°. L'oxide rouge de mercure, ou précipité *per se ;*

2°. L'oxide rouge de mercure, par l'acide nitrique ;

3°. L'oxide de manganèse, seul, ou arrosé d'acide sulfurique ;

4°. Du muriate sur-oxigéné de potasse ;

5°. Des feuilles des plantes, etc.

Il y a encore beaucoup d'autres substances, dont on peut extraire le gaz oxigène : nous en donnerons connaissance chaque fois que nous aurons occasion de les faire connaître.

Avant de décrire les procédés pour extraire le gaz oxigène, il est intéressant de nous arrêter sur les moyens généraux d'obtenir les gaz.

Appareil pneumato-chimique.

Pour obtenir les gaz, on se sert d'un appareil appelé pneumato-chimique.

Il consiste en une caisse ou cuve de bois, plus ou moins grande, doublée de plomb laminé, ou feuilles de cuivre étamé.

Description de la cuve.

On distingue dans tout cet appareil la tablette de la cuve et le fond de la cuve. L'intervalle, qui se trouve entre ces deux plans, est la cuve proprement dite. C'est dans cette partie creuse qu'on emplit les cloches ; on les retourne ensuite et on

les pose sur la tablette, de manière qu'elles correspondent à un petit trou que la tablette présente dans le milieu. Ce trou est pratiqué au milieu d'une excavation, en forme d'entonnoir, qu'on fait à la surface inférieure de la tablette.

La cuve doit être remplie, de manière que la tablette soit toujours recouverte d'environ deux centimètres d'eau; elle doit avoir environ quatre décimètres de largeur et de profondeur. Cette quantité suffit pour les expériences ordinaires; mais il est des circonstances où il est indispensable de se donner un plus grand espace.

Des cloches.

Les vaisseaux, dont on se sert pour recevoir et pour contenir les fluides élastiques, sont des cloches de verre ou de cristal; et, pour les transporter d'un appareil à l'autre, on se sert de plateaux de verre, auxquels on a donné le nom d'obturateurs, ou même des plaques de verre.

Des obturateurs.

Appareil au mercure.

Lorsque les fluides élastiques, qu'on veut recueillir, sont susceptibles d'être absorbés par l'eau, on se sert de l'appareil au mercure.

Il est construit comme celui à l'eau, mais on opère dans le mercure. Comme le bois est perméable au mercure, il est à craindre, si on s'en sert pour matière de la cuve, que les assemblages se déjoignent, ou que le mercure s'échappe par les gerçures. Si l'on emploie le verre, la faïence ou la porcelaine, on a l'inquiétude de la cassure. Après avoir essayé différens moyens, Lavoisier s'est arrêté définitivement au marbre, qui n'offre

aucun des inconvéniens attachés aux autres substances dont nous venons de parler.

De l'extraction des gaz.

On extrait les gaz, ou par le moyen du feu, ou par le moyen des acides.

1°. Par le feu.

Lorsqu'on les dégage par le moyen du feu, on se sert d'une cornue. On adapte à l'orifice de cette cornue un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans l'eau, ou le mercure de la cuve pneumato-chimique, sous une cloche remplie du même fluide.

2°. Par les acides.

Si on dégage les gaz, par le moyen des acides, on se sert de fioles, de bouteilles à une et à deux tubulures, et l'on y ajuste des tubes. A cet effet, on perce un bouchon de liège avec une lime, dite queue de rat, et l'on y introduit un tube de verre recourbé; on lute bien toutes les jointures. Ces appareils ne sont point dispendieux, et sont à la portée de tout le monde.

Des tubes recourbés.

Manière de faire passer les gaz d'un vase dans un autre.

Si l'on veut faire passer les gaz d'un vaisseau dans un autre, il faut, 1°. que celui-ci soit plein d'eau, ou de tout autre fluide plus pesant que l'air; 2°. que l'ouverture du vaisseau soit renversée, et couvre le trou de la tablette de la cuve: les choses ainsi disposées, on renverse pareillement le vaisseau qui contient le fluide gazeux, et on le fait descendre verticalement dans l'eau de la cuve; en supposant que ce vaisseau soit bouché comme un flaçon; puis on le débouche dans l'eau, et on l'incline de manière que son goulot soit engagé sous l'excavation de la tablette. Le gaz ne tarde pas à s'échapper du flaçon, et à passer dans le

vaisseau destiné à le recevoir. Il s'y élève sous la forme de bulles, qui vont crever au haut de ce vaisseau, et chasser à proportion le liquide dont il est rempli.

De quelque manière qu'on fasse cette opération, il est aisé de sentir la nécessité de l'excavation faite audessous de la tablette. Elle est destinée à retenir le gaz qui s'échappe de la cloche, et à diriger sa marche vers celle qui doit le recevoir. Sans cette excavation, le gaz qui s'échappe de la cloche, se distribueroit dans toute l'étendue de la cuve, loin de se porter au lieu de sa destination.

Gazomètre.

Lavoisier et Meunier ont imaginé un instrument ingénieux, propre à mesurer le volume des gaz, à qui ils ont donné le nom de *gazomètre*.

Cet instrument, dont on verra la construction dans l'ouvrage même de l'auteur, étant très-compliqué, perdrait considérablement dans l'extrait que je serais obligé d'en donner ici.

Appareil pour obtenir le gaz oxigène.

Le premier fluide élastique qui doit fixer notre attention est le gaz oxigène.

Muriate sur-oxigéné de potasse.

Pour extraire le gaz oxigène du muriate sur-oxigéné de potasse, on prend la quantité que l'on veut de ce muriate, on l'introduit dans une cornue de verre, ou de porcelaine, on y adapte un tube recourbé, qui va plonger dans la cuve pneumato-chimique, sous des cloches ou des flacons. Lorsque l'appareil est bien monté, on échauffe la cornue, et l'on augmente peu-à-peu l'action du calorique. Le gaz oxigène se dégage.

Ce gaz est ordinairement très-pur.

On a encore un moyen très-simple de se procurer ce gaz.

Oxide de manganèse, et acide sulfurique.

On met dans une fiole à médecine trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre, on verse dessus de l'acide sulfurique concentré, environ deux parties, ou mieux une suffisante quantité pour former une pâte liquide : on adapte ensuite un bouchon de liège à l'ouverture de la fiole. Le bouchon est percé dans son milieu, et est enfilé par un tube creux et recourbé, dont une extrémité plonge dans la fiole, tandis que l'autre va s'ouvrir sous l'excavation de la tablette de la cuve pneumato-chimique. Tout étant ainsi disposé, on soumet le mélange que renferme la fiole à une douce chaleur.

Il y a chaleur, effervescence, et dégagement de gaz oxigène, qui va prendre la place de l'eau contenue dans la cloche destinée à le recevoir.

Appareil pour obtenir des feuilles des végétaux le gaz oxigène.

Pour obtenir le gaz oxigène des feuilles des plantes, on remplit d'eau une cloche de verre, on passe dessous des feuilles, et l'on place la cloche dans un vase qui contient lui-même de l'eau. On expose cet appareil au contact des rayons du soleil, il s'en exhale du gaz oxigène très-pur.

L'émission de l'air vital est proportionnée à la vigueur de la plante et à la vivacité de la lumière, mais l'émission directe des rayons du soleil, n'est point nécessaire pour déterminer la production du gaz; il suffit qu'une plante soit

bien éclairée pour qu'elle transpire du gaz oxigène.

Les propriétés générales de ce gaz sont, d'être plus pésant que l'air atmosphérique.

Propriétés générales de ce gaz.

D'être le seul propre à la respiration.

Expériences qui lui garantissent cette propriété.

Si on remplit un tube de gaz oxigène, et qu'on y plonge une bougie allumée, au moment de l'immersion la flamme de la bougie s'agrandira, et la lumière qu'elle répandra aura tant de force et tant de vivacité que l'œil aura de la peine d'en soutenir l'éclat. La chaleur produite dans ces circonstances a aussi beaucoup d'activité.

Tubes remplies de gaz oxigène.
Bougies sur des fils de fer.

Cette expérience aura le même succès, si l'on plonge dans le tube, rempli de gaz oxigène, un charbon allumé, ou des fragmens de bois que l'on aura allumés et éteints, si on les plonge subitement dans la cloche, ils se rallument.

Charbon.
Fragmens de bois pour allumer dans le gaz.

Les phisiciens se sont étudiés à présenter cette expérience sous différentes formes, et nous devons à Ingenhouze de l'avoir rendue de la manière la plus frappante et la plus agréable.

Fil et copeau de fer; ou ruban à brûler dans un bocal plein de gaz oxigène.

On prend un bout de fil de fer très-fin, tourné en spirale : on fixe l'une de ses extrémités dans un bouchon de liège, destiné à boucher une bouteille : on attache à l'autre extrémité de ce fil de fer un petit morceau d'amadoue. Les choses ainsi disposées, on remplit de gaz oxigène la bouteille, on allume l'amadoue, puis on l'introduit, ainsi que le fil de fer, dans la bouteille, et on la bouche promptement.

Expérience d'Ingenhouze.

Ausstôt que l'amadoue est plongée dans le gaz oxigène, il commence à brûler avec beaucoup d'éclat ; il communique l'inflammation au fer, qui brûle lui-même en répandant de brillantes étincelles, lesquelles tombent au fond de la bouteille en globules arrondis, qui deviennent noirs en se refroidissant. Le fer ainsi brûlé est plus cassant et plus fragile que ne serait le verre lui-même ; il se réduit parfaitement en poudre.

Lorsqu'on plonge une bougie allumée ou autre corps dans un tube rempli de gaz oxigène, on ne fait que présenter à ce gaz un corps qui a plus d'affinité avec la base de ce gaz, que cette base n'en a avec le calorique.

Lavoisier et Erhman ont soumis presque tous les corps connus à l'action du feu, alimenté par le seul gaz oxigène, et ont obtenu des effets que le miroir ardent n'avait pas pu opérer.

Vessie avec son ajustoir remplie de gaz oxigène.

A cet effet, on remplit une vessie de ce gaz et on le dirige, par le moyen d'un tube de verre ou de métal, sur un charbon allumé que l'on a un peu creusé, afin de pouvoir contenir la substance sur laquelle on veut opérer.

Le gaz oxigène a plus de salubrité que l'air atmosphérique.

Expériences qui prouvent que le gaz oxigène est plus propre à la respiration que l'air atmosphérique.

Si l'on prend deux oiseaux de la même espèce, qui aient à-peu-près la même vigueur, et que l'on en expose un sous une cloche, contenant deux mesures de gaz oxigène, et l'autre placé en même-temps sous une autre cloche pleine d'air atmosphérique, qui ait la même ca-

pacité que la première, on verra que l'oiseau placé sous la cloche remplie de gaz oxigène, vit environ trois quarts d'heure, et lorsqu'on l'en retire, l'air est encore assez pur; tandis que l'oiseau placé sous la cloche remplie d'air commun, ne vit que pendant un quart d'heure, et après ce terme, l'air a perdu toute sa salubrité.

Décomposer le gaz oxigène par un corps combustible.

Quant à la nature de ce gaz nous n'examinerons pas les opinions différentes des phisiciens. Les chimistes modernes pensent que tout fluide aériforme est composé d'une base et de calorique. C'est donc cette base qui doit fixer notre attention.

Cloche sur le mercure pleine de gaz oxigène, pour y brûler le phosphore, à l'aide d'un crochet de fer recourbé.

Toutes les matières combustibles pourraient servir de moyen pour parvenir à cette connaissance. Mais nous emploierons de préférence le phosphore, qui jouit éminemment de la propriété d'enlever au calorique la substance qui lui est unie, pour former le gaz oxigène.

Phosphore, brulé d'avance dans une cloche, pour l'avoir en acide concret neigeux.

Pour faire cette expérience, on prend une cloche de 5 à 6 litres de capacité, on la remplit de gaz oxigène sur de l'eau, on la transporte ensuite sur le bain de mercure, au moyen d'un obturateur, on introduit sous la cloche une capsule contenant du phosphore, on élève ensuite le mercure dans la cloche, à une certaine hauteur, par le moyen d'un siphon de verre, qu'on introduit par dessous la cloche, pour qu'il ne se remplisse pas en passant à travers le mercure, on tortille, à son extrémité, un petit morceau de papier, puis avec un fer recourbé rougi au feu, on allume le phosphore.

La combustion du phosphore est extrêmement rapide, accompagnée d'une grande flamme et de beaucoup de chaleur. Dans le premier instant de la combustion, il se fait une dilatation considérable du gaz oxigène, occasionnée par la chaleur; mais, bientôt après le mercure remonte au-dessus de son niveau, et il y a une absorption considérable; à mesure que la combustion s'opère, l'intérieur de la cloche se tapisse de flocons blancs, légers, qui ne sont autre chose que de l'acide phosphorique concret.

Eudiomètre de Séguin.

Cloche longue sur le mercure, pour y faire fondre le phosphore vers le haut, et y faire passer du gaz oxigène, pour le brûler à la manière de Séguin, sans résidu.

Pour faire cette expérience, on fait passer dans une cloche remplie de mercure un peu de phosphore. Le phosphore, plus léger que le mercure, se place au haut de la cloche, on l'échauffe en passant tout au tour de la cloche un charbon allumé. Lorsque le phosphore est fondu, on y fait passer le gaz oxigène. Aussitôt il y a une inflammation rapide, et si le gaz ozigène est très-pur, il n'y a aucun résidu, le mercure remonte jusqu'au haut de la cloche.

Ce procédé est très-bon pour reconnaître la pureté de l'air, aussi, le citoyen Séguin l'emploie-t-il comme eudiomètre.

Gaz oxigène, mêlé de de gaz azote, pour avoir un résidu.

Si on fait cette expérience avec du gaz oxigène impur, ou mêlé d'un autre fluide élastique impropre à la combustion, le mercure ne remontera point jusqu'au haut de la cloche; il y aura un résidu.

Ce que nous avons dit du phosphore, nous pouvons le dire du soufre, du charbon, etc. La plupart des corps combustibles qu'on fait brûler dans le gaz oxigène, se convertissent toujours en acide.

Le gaz oxigène joue un rôle important dans tous les grands phénomènes que la nature nous présente, telle que la combustion, la respiration et la végétation. De la combustion, respiration et végétation.

Il est le seul propre à la combustion.

Il est fort difficile de définir la combustion; c'est un ensemble de phénomènes que présentent les matières combustibles, échauffées avec le concours de l'air, et dont les principaux sont la chaleur, le mouvement, la flamme, la rougeur, et le changement de la matière brûlée. Définir la combustion.

Dans toute combustion il y a absorption de la base du gaz oxigène : l'expérience du phosphore en est une preuve. Premier principe.

L'oxidation des métaux par les acides, la réduction des oxides métalliques par le charbon, la combustion du soufre, du phosphore, du charbon, etc. par l'acide nitrique; sans doute, dans tous ces cas, il n'y a point de gaz oxigène; mais l'oxigène concret existe dans un des corps dont on fait le mélange, et c'est au passage de l'oxigène plus ou moins solide du corps qui le contient, dans celui qui en est privé, qu'est due la combustion.

Le résidu de la combustion est toujours plus pesant que n'était le corps avant d'être brûlé. Deuxième principe.

Exemples :
Du plomb, du mercure, du manganèse, du soufre, de l'alcool, du bois.
Oxides de plomb, de mercure, de manganèse. Acide sulfurique.

Les métaux en général acquièrent plus de pésanteur lorsqu'ils sont combinés avec l'oxigène. 100 parties de plomb donnent par la combustion 110 parties d'oxide. Le soufre donne plus d'acide sulfurique en poids, après sa combustion, qu'il ne pésait lui-même.

Oxides de mercure, de plomb, de manganèse.
Lumière les frappant, et leur enlevant l'oxigène.

On a dit qu'il existait des substances telles que les huiles, l'alcool, le bois, l'éther, auxquelles la combustion enlève une grande partie de leurs poids.

Il est certain que les corps combustibles, dont la matière inflammable est volatile, perdent beaucoup de leur poids par la combustion ; mais, cette perte n'existe véritablement qu'en apparence. Il est aisé de s'en convaincre, si l'on fait attention que ce qui reste fixe après la combustion, n'est pas le seul résidu du corps combustible, et que tous ceux qui jouissent d'une volatilité se changent, par la combustion, en fluides aériformes, qui se dissipent promptement : l'éther et l'alcool offrent des exemples de cette vérité. — *Voyez*, Lavoisier, combustion de l'alcool, etc.

Troisième principe.

L'augmentation de poids qu'acquiert le corps brûlé, est égale au poids du gaz oxigène absorbé.

Lorsque le résidu de la combustion est fixe, il est aisé de s'en convaincre. Lavoisier a démontré, par des expériences très-exactes, que si l'on opère la calcination, ou l'oxidation des métaux, soit sous des cloches de verre, soit dans des vaisseaux fermés, dans des quantités con-

mes d'air, la partie oxigenée de l'air atmosphérique est absorbée pendant l'oxidation, et que le métal oxidé acquiert autant de poids que l'air atmosphérique en perd par l'oxidation du métal.

Dans toute combustion il y a dégagement de calorique et de lumière. Quatrième principe.

Lorsque la combustion se fait par le contact de l'air, le corps qui brûle a plus d'affinité avec la base du gaz oxigène, que cette base n'en a avec le calorique. En vertu de cette affinité, cette base se fixe et se combine avec le corps ignescent. Elle abandonne donc le calorique; et le calorique devenu libre, produit de la chaleur, et cherche à se combiner avec les substances qu'il rencontre sur son passage.

Si la combustion s'opère sans le concours de l'air, l'oxigène qui produit ce phénomène, n'est point fondu en fluide aériforme par le calorique et la lumière; il n'y a presque pas de dégagement de ces fluides. Aussi, ces sortes de combustions se font communément sans flamme, la chaleur produite n'est jamais considérable.

D'après ces principes, il est aisé de se former une idée claire de ce qu'on doit entendre par combustibilité.

Les corps combustibles sont ceux qui ont la propriété de décomposer le gaz oxigène.

Il résulte donc que la chaleur réside éminemment dans le gaz oxigène qui sert à la combustion; que plus il y aura d'oxigène absorbé dans un temps donné, plus forte sera la chaleur;

que le moyen de produire une chaleur violente est de brûler les corps dans l'air le plus pur ; que le ſeu et la chaleur doivent être d'autant plus intenses, que l'air est plus condensé ; que les courans d'air sont nécessaires pour entretenir et hâter la combustion ; c'est sur ce dernier principe qu'est fondée la théorie des effets des lampes à cylindres. Le courant d'air qui s'établit par le tuyau, renouvelle l'air à chaque instant, et en appliquant continuellement à la flamme une nouvelle quantité de gaz oxigène, on détermine une chaleur suffisante pour incendier et détruire la fumée. *Voyez* la leçon sur les huiles fixes.

Lampes à cylindre.

CINQUIEME LEÇON.

Cinquième Leçon.

De l'air atmosphérique.

Air atmosphérique.

L'air est une des matières naturelles sur laquelle la phisique moderne, surtout chez les Français, a fait le plus de découvertes.

On distingue comme propriétés phisiques de l'air — 1°. sa fluidité. —

Propriétés phisiques.

Sa fluidité.

Exemples. — Les vents, certains corps empêchent qu'ils les traversent.

2°. Son invisibilité. —

Son invisibilité.

3°. Son insipidité. — On n'est point d'accord sur cette propriété. Les uns accordent cette propriété à l'air; les autres la nient. Cependant, si l'on fait attention à ce qui se passe, lorsque ce fluide touche les nerfs découverts des animaux. En effet, les plaies découvertes et exposées à l'air, font sentir une douleur souvent très-vive. L'enfant qui sort du sein de sa mère, et qui éprouve pour la première fois le contact de l'air, témoigne par ses plaintes, l'impression qu'il ressent de ce contact; on en a encore un exemple dans la difficulté qu'ont les blessures à se cicatriser, quand on les laisse en contact avec l'air. On retrouve même cet obstacle à la cicatrisation de la part de l'air, dans les végétaux auxquels on a enlevé leur écorce, etc.

Son insipidité.

4°. L'air est parfaitement inodore.

L'air est inodore.

Si l'atmosphère présente quelquefois une sorte de fétidité, il faut l'attribuer aux corps étrangers qui y sont répandus, comme cela s'observe dans quelques espèces de brouillards, ou de vapeurs.

Sa pesanteur.

5°. Sa pésanteur.

Tubes de Torricelli. Mercure.

Nous devons cette connaissance à Gassendi, ou plutôt à Torricelli, son disciple.

La pésanteur de l'air s'oppose à la dilatation des fluides, comprime les vaisseaux sanguins et lymphatiques. En comprimant les parties fluides et gazeuses, elle rend leur opération plus lente et plus difficile.

Elever un liquide par une pompe, ou tout autre moyen, c'est établir une balance entre ce liquide et l'air qui l'environne. Les expériences ont fait observer qu'on ne peut élever l'eau à plus de 32 pieds, parce que c'est la plus grande pésanteur que l'on ait eu jusqu'à présent de l'air atmosphérique. Au reste, la pésanteur de l'air est plus forte dans un endroit très-bas, et bien moindre dans un lieu très-élevé, d'où il résulte que pour construire des pompes, les lieux les plus bas sont préférables, parce que, contenant sur lui-même une plus grande quantité de couches d'air, cet air en est d'autant plus condensé.

Tube de baromètre à mercure.
Baromètre tout fait.

L'air pèse dans tous les sens, le baromètre est une preuve qu'il pèse de haut en bas; car le mercure, qui se tient à 28 pouces, ne reste ainsi que par cette raison : si l'on faisait un trou à

à la branche, le mercure descendrait sur-le-champ.

Une autre preuve de la pésanteur de l'air. Deux hémisphères de cuivre, dont l'un est garni d'une tige et d'un robinet, qu'ils soient adaptés à la machine pneumatique ; si l'on fait le vide dans leur intérieur, et que l'on ferme le robinet, on ne pourra plus les désunir.

Hémisphères en cuivre.

Machine pneumatique.

Une carte appliquée sur un verre rempli d'eau, si on retourne le verre, l'eau ne s'écoulera pas; preuve encore de la pésanteur de l'air.

Une carte appliquée sur un verre rempli d'eau.

6°. L'air est élastique.

L'air se comprime fortement et se rétablit promptement dans son premier état, dès que la cause qui le comprime vient à cesser. Un grand nombre d'expériences prouve la vérité de cette assertion. — 1°. On comprime dans un tube de verre recourbé l'air qui y est contenu, par le moyen du mercure. 2°. Le ballon rempli d'air, avec lequel les enfans jouent, et qui bondit en tombant sur un corps dur. Il en est de même de la fontaine de compression, du fusil à vent. Une pomme flétrie, mise sous le récipient de la machine pneumatique, devient fraîche quand on fait le vide, et lorsqu'on rend l'air elle reprend son premier état.

Machine de compressions en général.

Une vessie remplie d'air. Fontaine de compression, fusil à vent, pommes ridées.

Le poisson et l'oiseau démontrent encore l'élasticité de l'air; le premier a reçu de la nature différens moyens d'agir : ses moyens physiques sont la vessie qu'il resserre ou dilate à son gré, et par ce double emploi monte et descend;

sa queue qui est très-musculeuse, lui sert à prendre un point d'appui contre l'eau.

Effet du calorique sur l'air.

Vessie remplie d'air, exposée au calorique.

Si on expose sur un fourneau, dans lequel on aura mis des charbons allumés, une vessie remplie d'air, l'air se dilatera au point de faire crever la vessie.

Propriétés chimiques de l'air.

Propriétés chimiques de l'air.

Les expériences qui constatent les propriétés chimiques de l'air, sont celles que l'on emploie pour analyser ce fluide.

Cloche renversée sur une soucoupe.

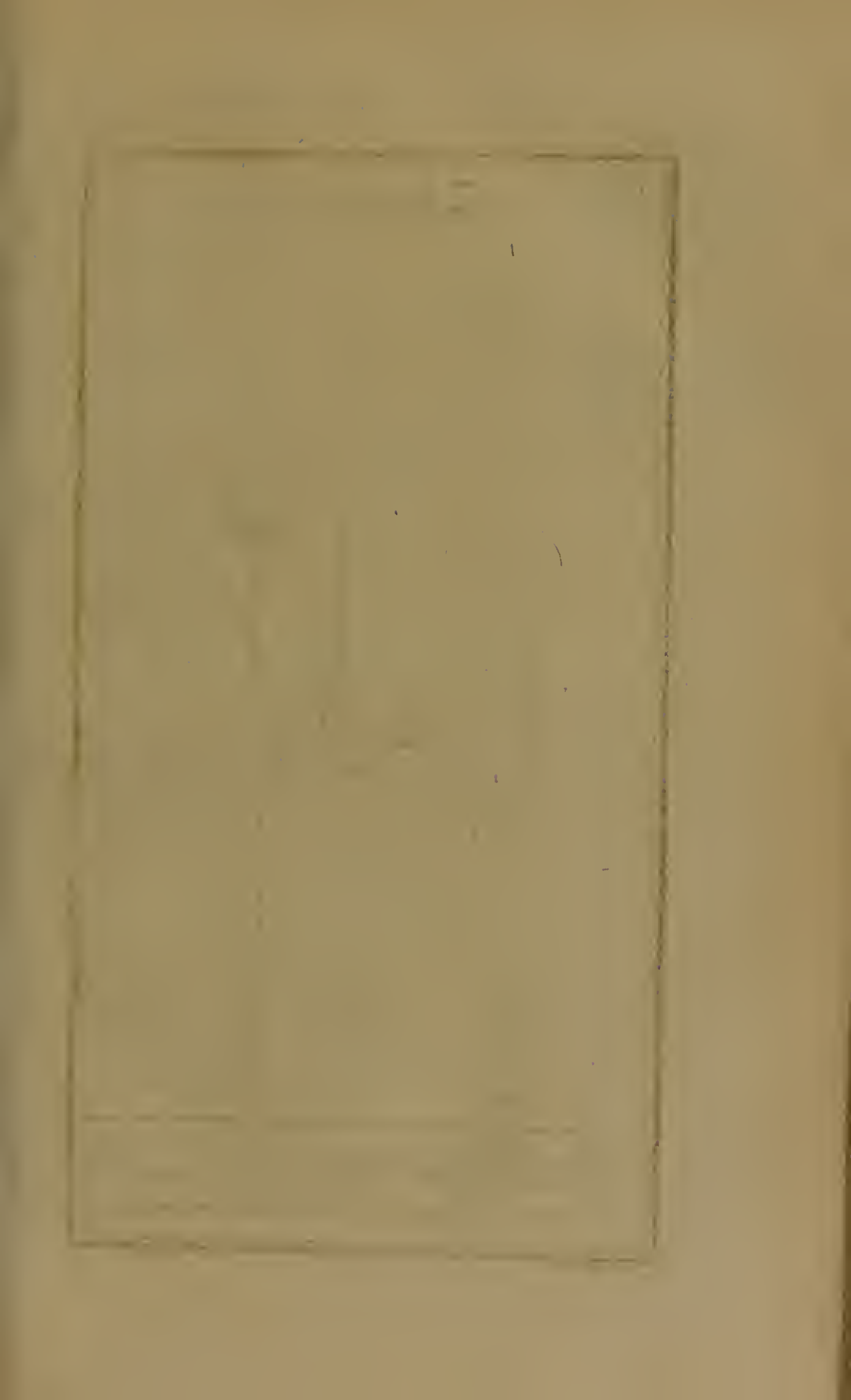
Bougie sur des fils de fer.

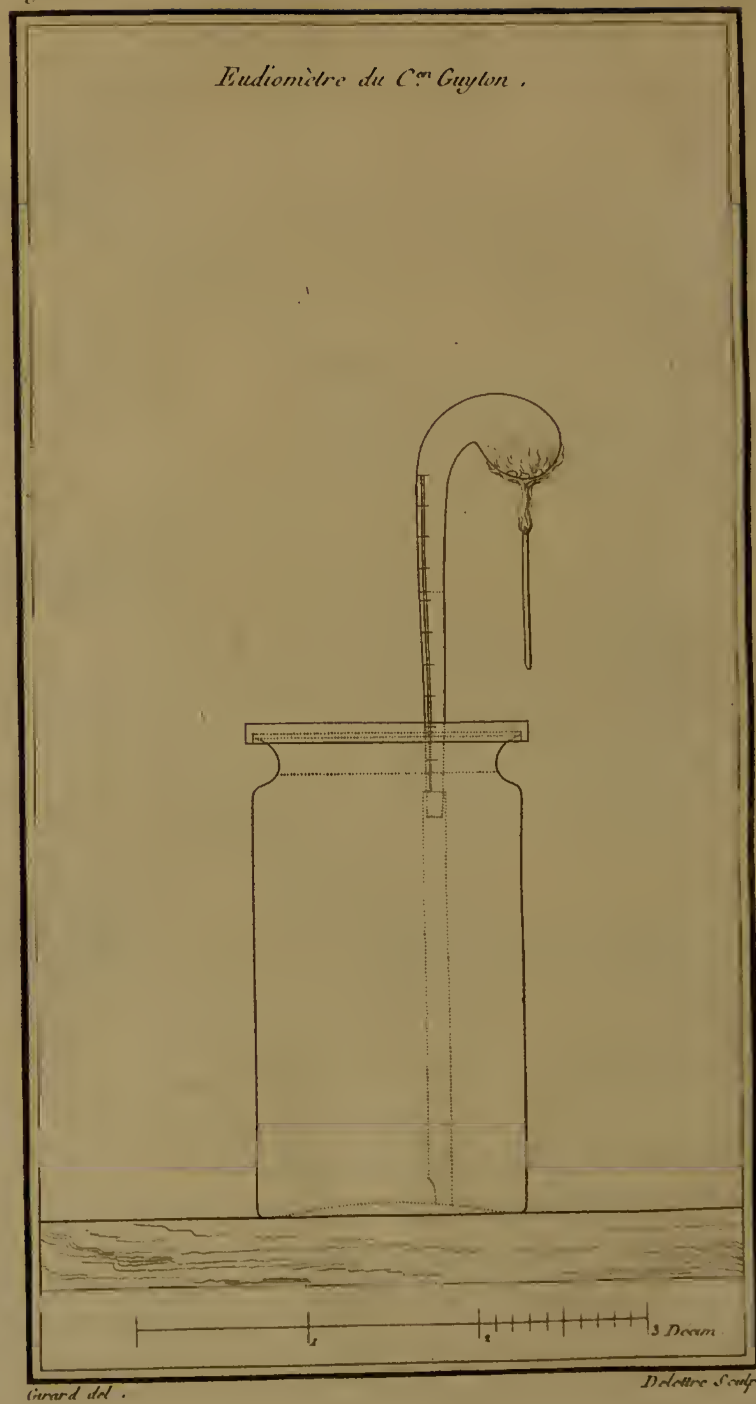
Si on prend une cloche de verre d'une certaine hauteur, et qu'on la renverse sur une soucoupe ou capsule à demie pleine d'eau, au milieu de laquelle on aura fixé une bougie, on verra bientôt la flamme se retrécir, prendre une couleur bleue et s'éteindre : l'eau de la soucoupe montera à-peu-près jusqu'au quart de la hauteur de la cloche.

Bougies de quatre hauteurs différentes, très-inégales sur des supports.

Cette expérience devient encore plus intéressante, si l'on place dans la capsule qui soutient la cloche, plusieurs bougies allumées, de différentes hauteurs, l'extinction des bougies a lieu successivement, en commençant par celle qui a plus de hauteur.

Ces expériences prouvent donc déjà que l'air atmosphérique est composé de deux fluides élastiques; l'un qui entretient la combustion, et l'autre qui ne peut l'alimenter.





Girard del. Delettre Sculp.

Combustion de phosphore dans l'air, dans l'appareil de Séguin.

On peut encore se servir de l'eudiomètre de Séguin, dont nous avons parlé, pag 42.

Eudiomètre à sulfure de potasse liquide.

Le sulfure de potasse a aussi la propriété de décomposer l'air atmosphérique.

Cet eudiomètre est dû au citoyen Guyton.

Dissolution de ce sulfure dans une bouteille renversée, bien bouchée, plongée dans l'eau par le goulot.

On met dans une cornue deux ou trois morceaux de sulfure, de la grosseur d'un pois; on la remplit d'eau, ayant l'attention de l'incliner pour faire passer dans le cou tout l'air qui pourrait rester dans la bulbe; on bouche avec le doigt l'orifice de la cornue, et on la retourne dans la cuve pneumatique, pour y faire passer, à la manière ordinaire, le gaz à éprouver. En l'inclinant de nouveau, et attentivement en différens sens, on parvient facilement à en déplacer toute l'eau, et à faire rester le sulfure dans la bulbe.

Cela fait, on place la cornue verticalement, on en introduit le bout dans un tube de verre, qui doit toujours être sous l'eau, et l'on place sous la bulbe une petite bougie allumée.

La première impression de la chaleur dilate le fluide gazeux, et à mesure que le sulfure commence à bouillonner, l'eau remonte avec rapidité, et si l'air est pur, on a une absorption totale; si c'est de l'air ordinaire, il n'entre dans la cornue qu'une quantité d'eau, qui représente exactement le volume absorbé. — *Voyez* le journal de l'école polytechnique, 2e. cahier, page 168, et la planche ci-contre.

Végétaux hachés, fleurs et fruits gâtant l'air sous des cloches.

Si on expose des végétaux sous des cloches remplies d'air atmosphérique, ils s'emparent de l'oxigène de l'air, et il reste un fluide élastique impropre à la combustion et à la respiration.

Le même phénomène a lieu avec le phosphore et le sulfure de potasse, etc.

Résidu d'air de la combustion du phosphore, ou du phirophore et de la respiration.

La respiration comme la combustion décompose l'air commun.

L'expérience va nous garantir la vérité de ce principe.

Gaz expiré des poumons, et eau de chaux.

1°. On fait passer le gaz qui sort du poumon à travers l'eau de chaux ; il résulte un précipité.

Id. — et teinture de tournesol.

2°. Si on reçoit ce gaz à travers la teinture de tournesol, elle rougira, et si on substitue de l'alcali pur à la teinture de tournesol, il deviendra effervescent.

Toutes ces différences prouvent donc que l'air est décomposé, puisque d'un côté, on obtient un gaz impropre à la combustion ; de l'autre, fixation du gaz oxigène dans les corps mis en contact avec l'air commun ; enfin, par l'acte de la respiration, un gaz particulier, qui forme de nouvelles combinaisons.

Si l'on veut recomposer l'air atmosphérique, on peut consulter, à cet effet, l'ouvrage de Lavoisier. On y trouvera les expériences les plus concluantes.

Composition de l'air. — Gaz oxigène 27. Gaz azote 72 environ.

CORPS COMBUSTIBLES.

SIXIÈME LEÇON.

Gaz azote.

Manières de préparer le gaz azote.

On connaît plusieurs moyens également propres à obtenir le gaz azote.

Procédés :
1°. Par le sulfure de potasse.

1°. Le sulfure de potasse, qu'on expose sous des cloches, dans une quantité d'air atmosphérique.

2°. Avec la chair musculaire, et l'acide nitrique foible.

2°. En traitant, d'après Berthollet, la chair musculaire, ou la partie fibreuse du sang, bien lavée avec l'acide nitrique.

A cet effet, on coupe par morceau de la chair musculaire, on l'introduit, soit dans une cornue, soit dans une fiole ou matras, on verse dessus de l'acide nitrique foible; on adapte un tube à la cornue ou à la fiole, et on lute. On pose l'appareil sur un bain de sable, et on fait plonger le tube sous une cloche dans l'appareil hydro-pneumatique; la cuve à l'eau peut aussi servir quand on ne fait pas d'expériences exactes, ou de recherches.

3°. Gaz azote, extrait des vessies natatoires des carpes.

3°. Le citoyen Fourcroy a observé que les vessies natatoires des carpes contenaient du gaz azote. Pour le recueillir, il suffit de briser ces vessies dans des cloches pleines d'eau.

4°. Mélange de fer et soufre.

4°. En exposant un mélange de fer et de soufre, pétris ensemble avec de l'eau, sur du mercure, dans l'air atmosphérique.

5°. Par l'oxidation des métaux, la rancidité des huiles, la combustion du phosphore, etc. *Voyez* la leçon sur l'air atmosphérique.

6°. La décomposition des substances animales et végétales, les feuilles des plantes, etc.

Toutes ces substances décomposent l'air atmosphérique, le résidu est le gaz azote.

Caractères de ce gaz.

Expériences qui déterminent les propriétés du gaz azote :

Ce gaz est nuisible à la combustion et à la respiration.

Bougies sur des fils de fer. Cloches remplies de gaz azote.

Il est aisé de s'en convaincre, en plongeant une bougie allumée, dans un tube cylindrique rempli de ce gaz ; la lumière s'éteint subitement.

Animaux plongés dans dans ce gaz.

Les animaux qu'on y plonge y périssent. Ce gaz n'est point acide.

Eau de chaux, teinture de tournesol.

L'expérience le prouve. Si on met ce gaz en contact avec l'eau, l'eau de chaux, et la teinture de tournesol, ces corps ne changent pas de nature ; le gaz azote reste pur.

Gaz oxigène et gaz azote.

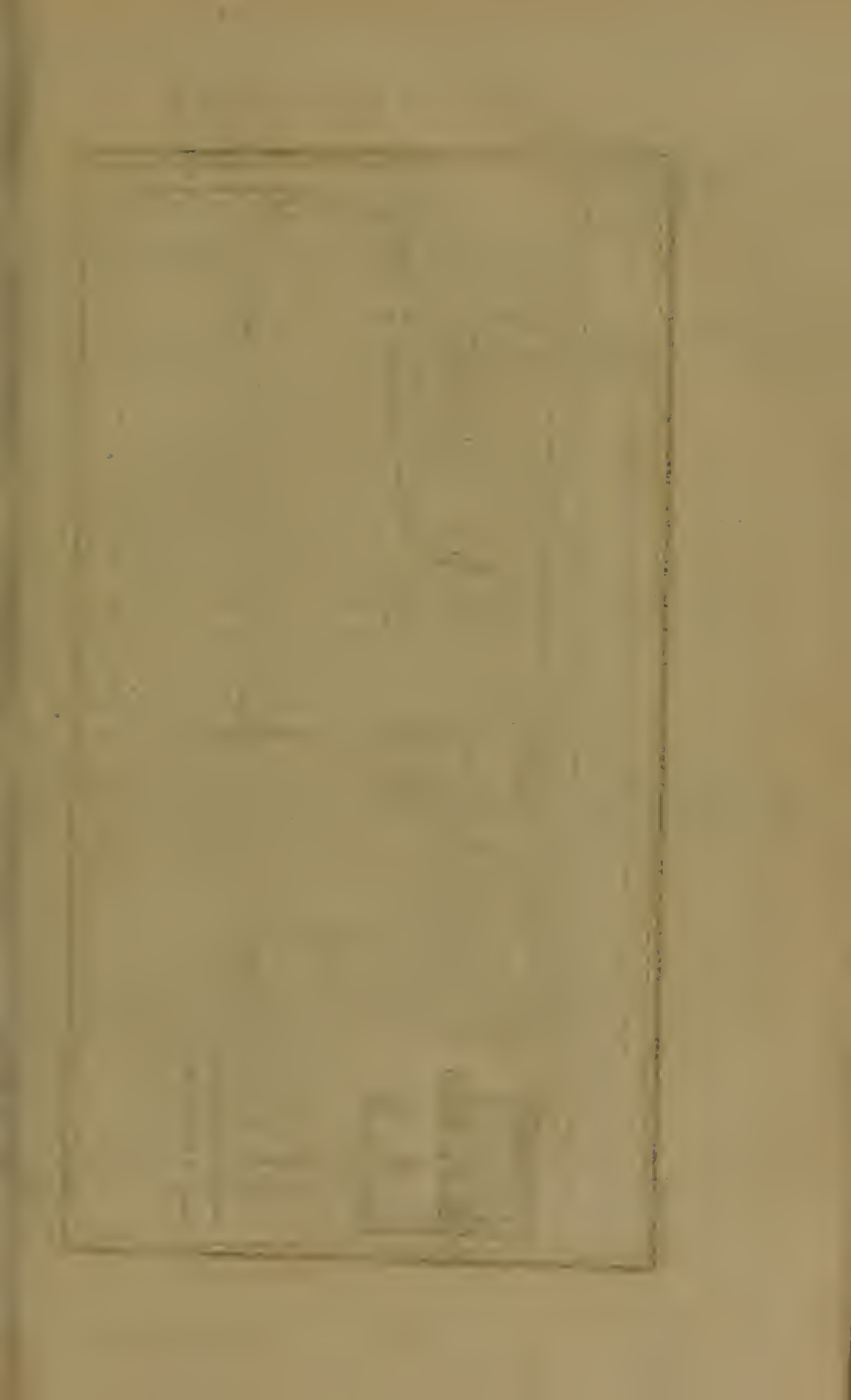
Du mélange du gaz azote et du gaz oxigène il résulte de l'air atmosphérique.

Récomposition de l'air atmospherique.

A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie d'eau, trois parties de gaz azote, et une de gaz oxigène.

Si l'on plonge une lumière, dans le fluide résultant de l'expérience, elle se comportera comme dans l'air atmosphérique.

La base du gaz azote n'est pas connue.



Appareils pour obtenir le gaz hidrogène.

A

1re Pag. 51.

B

2e 57.

3e 57.

Décomposition de l'acide Carbonique pages 59 et 100.

1 Mètre

Girard del.

Delettre Sculp.

GAZ HIDROGÈNE.

Appareils pour obtenir le gaz hidrogène.

Manière d'obtenir ce gaz.

La décomposition de l'eau produit toujours le plus pur.

Procédé par le canon de fusil. *Voyez* la planche.

A cet effet, on fait passer un canon de fusil à travers un fourneau, ayant soin de l'incliner par la partie la plus étroite; on ajuste, à l'extrémité supérieure, un tube recourbé A, et l'autre extrémité est terminée par un tube B, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique. L'appareil ainsi disposé et bien luté, on fait rougir le canon de fusil; lorsqu'il est bien rouge, on verse goutte à goutte de l'eau par le tube A, l'eau coule à travers, et sitôt qu'elle est en contact avec le canon de fusil, elle se décompose, le fer s'empare de l'oxigène, et l'hidrogène se dégage à l'état de gaz, par le tube B.

Procédé par l'acide sulfurique et la limaille de fer ou de zinc.

Ce gaz s'obtient encore en versant de l'acide sulfurique, sur de la limaille de fer ou de zinc.

On prend une fiole à médecine, ou un petit matras, dans lequel on a mis de la limaille de fer ou de zinc, on verse dessus de l'acide sulfurique foible, dont la pésanteur spécifique ne soit plus à celle de l'eau, que dans le rapport de 11 à 10; on y adapte un tube recourbé, que l'on fait plonger sous une cloche.

Sitot que l'acide sulfurique est en contact avec le fer, il s'excite une vive effervescence; l'eau qui sert de véhicule à cet acide se décompose, l'oxigène se porte sur le métal, et l'hidrogène se dégage.

La simple distillation des végétaux, la putréfaction animale, et la fermentation végétale en fournissent aussi.

Expériences pour constater la légèreté du gaz hidrogène.

Voici les expériences qui caractérisent ce gaz. —

Balon plein de gaz hidrogène, pèsé d'avance.

Différence d'avec l'air indiquée par le poids.

Odeur désagréable, invisible, élastique, douze fois plus léger que l'air atmosphérique. C'est sur cette légèreté du gaz hidrogène qu'est formée la théorie des aréostat.

Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion.

L'expérienee va le démontrer.

Appareil pour fondre le phosphore dans le gaz hidrogène.

Après- avoir fait passer du gaz hidrogène dans une cloche remplie de mercure, on y introduit une petite capsule, dans laquelle on a mis de l'amadoue et un peu de phosphore; on porte sur le phosphore, en le passant à travers le mercure, un fer recourbé, que l'on a fait rougir au feu.

Le phosphore touché du fer chaud se fond à l'instant, mais il n'y a aucune inflammation.

Gaz hidrogène, et air atmosphérique.

Gaz hidrogène en contact avec l'air atmosphérique.

On remplit une cloche de gaz hidrogène, on la retire de la cuve pneumatique, et on lui présente, sur-le-champ, une bougie allumée.

Le gaz s'allume, on voit la flamme descendre successivement dans la bouteille.

Il y a plusieurs autres moyens de présenter cet effet.

On met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de fer, on ajuste à ce flacon un tube de verre, terminé par un tuyau capillaire, on verse, par la deuxième tubulure, de l'acide sulfurique affoibli. Au moment où le gaz se dégage, on présente une bougie allumée, le gaz s'enflamme, et forme ce qu'on appelle *chandelle philosophique*, qui dure tant qu'il se dégage du gaz.

Gaz hidrogène brûlant lentement.

On peut encore faire cette expérience d'une autre manière.

Appareil pour brûler le gaz hidrogène.

On remplit de gaz hidrogène une grande cloche de verre, portant à sa tubulure un robinet, surmonté d'un ajutage droit ou courbé; on comprime le gaz en abaissant la cloche, au-dessous du niveau de l'eau dans la cuve; on ouvre alors le robinet, et on présente une bougie allumée à l'extrémité de l'ajutage; le gaz s'allume.

Cloche de verre avec son ajutage en cuivre.

Ou bien on prend une vessie ficelée sur un robinet, ou plus simplement, sur un petit tube de verre, et dont on fait sortir le gaz en la pressant; le même phénomène à lieu.

Vessie ficelée sur un robinet, ou sur un tube de verre.

Ces expériences font voir que le gaz hidrogène qu'on ne peut allumer, tandis qu'il est seul, jouit de cette propriété, lorsqu'il a le contact de l'air atmosphérique

Gaz hidrogène mêlé avec l'air atmosphérique.

On remplit une bouteille d'air atmosphérique et de gaz hidrogène, de manière qu'il y ait en-

Gaz hidrogène mêlé avec l'air atmosphérique pour détonner.

viron les deux tiers d'air atmosphérique, et on lui présente une bougie allumée.

On ne voit plus descendre la flamme par dégrés dans la bouteille. L'inflammation est subite, et accompagnée d'une véritable explosion.

Gaz hidrogène mêlé avec le gaz oxigène.

Gaz hidrogène et gaz oxigène.

On fait passer sous une cloche deux tiers de gaz hidrogène, et un tiers de gaz oxigène; on allume ensuite le mélange.

L'inflammation est totale et instantanée, et la détonnation très-violente.

Air tonnant.

On a appelé le mélange de ces deux gaz *air tonnant.*

Eau de savon, dans laquelle on fait passer du gaz hidrogène pur.

Si on insufle, par le moyen d'une vessie, du gaz hidrogène pur dans de l'eau de savon, si l'on présente aux bulles qui se forme une bougie allumée, la combustion n'est que successive et sans bruit.

Faire des bulles, en insuflant dans l'eau de savon un mélange de gaz hidrogène et de gaz oxigène.

Mais, si la même expérience est faite avec le gaz hidrogène, mêlé avec du gaz oxigène, il y a une forte détonnation.

L'énergie de ce bruit ne vient que de la justesse du mélange qui se brûle alors en entier.

Le gaz hidrogène est impropre à la respiration.

Prenez une cloche de verre; remplissez-la de gaz hidrogène, plongez ensuite un oiseau, ou un animal quelconque dans la cloche, et couvrez pour empêcher l'évasion du fluide.

On voit l'animal éprouver, sur-le-champ, des convulsions violentes et périr dans très-peu de temps.

Du Carbone.

Charbon végétal. { Irrégulier — d'une gomme. Régulier — d'un bois.
Charbon animal. { Du sang. D'un os.

Le charbon, base des matières animales et végétales, est très-répandu dans la nature.

On peut en distinguer de cinq espèces. —

Charbon fossile, bois charbonné dans la terre, bois charbonné dans l'eau.

Charbon végétal, animal, fossile, bois charbonné dans la terre, bois charbonné dans l'eau.

Manière d'obtenir le carbone pur.

Distillation d'une substance végétale et animale.

Le deux premières espèces sont le résultat de la distillation des substances animales et végétales; mais on n'obtient pas ainsi le carbone pur; il faut extraire par des lotions convenables, dans l'eau pure, tous les sels qui se trouvent mêlés et confondus avec lui; alors on dessèche le carbone par un coup de feu violent, dans des vaisseaux clos; cette précaution est nécessaire, car les dernières portions d'eau y adhèrent avec une telle avidité, qu'elles s'y décomposent, et fournissent du gaz hidrogène et de l'acide carbonique.

Carbone extrait de l'acide carbonique, et du marbre blanc, ou carbonate calcaire. *Voyez la planche.*

L'acide carbonique produit encore, par sa décomposition, du carbone très-pur.

On met dans un tube de verre, fermé à l'une de ses extrémités, une partie de phosphore, on ajoute par-dessus cinq parties de carbonate calcaire, réduit en poudre fine, et l'on termine le tube à la lampe, par un tuyau capillaire.

On place ce tube dans le milieu d'un fourneau, de manière que les charbons ne puissent échauffer que le carbonate, la partie du tube où est le

phosphore se trouve alors dans le cendrier du fourneau. On assujettit le tube avec du fil de fer, et l'on chauffe ; lorsque le sel est très-chaud, on lève le tube afin de faire brûler le phosphore.

A cette température, le phosphore s'empare de l'oxigène de l'acide carbonique, devient acide phosphorique, qui s'unit à la chaux pour former un phosphate calcaire, tandis que le carbone reste à nud.

En lavant dans l'eau le résultat de cette opération, on en sépare le carbone.

Carbone brûlant dans l'air atmosphérique.

Exposé à l'air, le charbon brûle, rougit et répand de la lumière, mais sans flamme. Si l'on fait cette expérience sous une cloche remplie d'air atmosphérique, la combustion du charbon n'absorbe environ que 15 parties de l'oxigène qui s'y trouve, car l'azote qui se dégage enveloppe le charbon et gène la combustion.

Carbone brûlant dans le gaz oxigène.

Si l'on brûle du charbon, soit sous une cloche, ou dans un flacon plein de gaz oxigène pur, la combustion est totale. Le carbone s'empare de tout l'oxigène et forme une nouvelle combinaison. C'est ce qu'on appelle acide carbonique.

Gaz acide carbonique, provenant de cette combustion.

Si l'on passe de l'eau sous la cloche, et que l'on agite, le gaz se dissoudra dans l'eau, et l'on obtiendra l'acide carbonique liquide, que l'on reconnaît par ses propriétés.

Le charbon est très-avide d'air.

Expérience qui prouve l'affinité du charbon pour l'air atmosphérique.

Si on fait bien sécher un morceau de charbon, et qu'on le mette sous une cloche, au bain de mercure, rempli de ce métal, on voit que le char-

bon absorbe de l'air, et que le mercure remonte assez rapidement ; mais, si on fait passer un gaz aqueux sous la cloche, alors le charbon absorbe de préférence l'humidité, il prend l'eau et abandonne l'air et le mercure, redescend.

Gaz hidrogène carboné.

Le carbone se fond dans le gaz hidrogène ; cela est si vrai que, si on brûle le gaz hidrogène carboné avec de l'oxigène, on obtient de l'eau et de l'acide carbonique.

Le gaz hidrogène qui a dissous du carbone a un poids spécifique plus considérable.

Il se dégage en général du gaz hidrogène carboné dans toutes les distillations de matières, végétales et animales, car le gaz hidrogène existe en état solide dans les plantes, et ne se remet en gaz que par le calorique que lui prête le feu employé à la distillation, et il dissout du charbon.

Septième Leçon.

SEPTIÈME LEÇON.

Phosphore.

Du Phosphore.

Appareil pour obtenir le phosphore.

On obtient le phosphore en décomposant le phosphate calcaire, par l'acide sulfurique, etc. *Voyez* phosphate calcaire.

Phosphore transparent en sphère.

Lorsque le phosphate est très-pur, il est transparent, d'une consistance semblable à de la cire.

Procédés pour mouler le phosphore.

Pour mouler le phosphore en bâtons, on prend un entonnoir à long bec, et même des tubes, dont on bouche l'orifice avec un petit bouchon de liège, ou un morceau de bois; on le remplit d'eau, et on y met le phosphore; on le plonge dans l'eau bouillante, le phosphore fond et coule; on le plonge ensuite dans l'eau froide, et lorsque le phosphore est figé, on enlève le bouchon, et on le fait sortir du moule en le poussant avec un morceau de bois. Pelletier a imaginé un autre moyen.

Phosphore transparent en bâtons ou cylindres.

On choisit des tubes d'environ 24 centimètres de longueur, dont l'ouverture ne soit pas trop grande, de manière à pouvoir être exactement fermée avec l'extrémité du doigt index. On fait fondre le phosphore dans de l'eau bouillante, alors on y porte une des extrémités du tube, tenant l'autre dans la bouche. On fait une inspiration très-courte, afin que le phosphore monte dans le tube, et on arrête l'inspiration, lorsqu'on

apperçoit que le phosphore y est monté à une distance éloignée de la bouche d'environ 3 centimètres. On bouche aussi-tôt l'extrémité du tube avec le doigt index, et on le porte dans une terrine pleine d'eau très-froide. Le phosphore ne tarde pas à se figer ; et, par une légère secousse, on en sépare le petit cylindre.

Phosphore transparent cristallisé en octaëdres.

Quand on casse un bâton de phosphore, on apperçoit quelquefois des élémens de cristallisation ; mais, pour l'obtenir cristallisé en octaëdres, il faut fondre le phosphore dans de l'eau, il ne faut que 30 ou 31 dégrés ; à mesure qu'il se fige, on le perce, et on fait couler le phosphore encore liquéfié ; on obtient une masse en aiguilles.

Pelletier a aussi obtenu du phosphore cristallisé de sa dissolution, dans une huile volatile, par le seul refroidissement, ou bien en ajoutant de l'alcool à la dissolution, et, à la longue, il se fait un précipité qui, vu à la coupe, est un octaëdre tronqué à sa partie supérieure et inférieure.

Il faut toujours opérer sous l'eau.

Précaution à prendre pour conserver le phosphore sous l'eau.

En mettant le phosphore sous l'eau pour le faire fondre, on peut estimer la température de sa fusion.

Le phosphore se conserve, si on le tient gardé dans l'eau et à l'obscurité, car, exposé à la lumière, il se couvre d'une pellicule rouge ; c'est un commencement de combustion ou d'oxidation.

Il faut avoir attention, lorsque l'on conserve le phosphore sous l'eau, qu'elle ne soit pas aérée.

Phosphore sale et impur.

Lorsqu'on extrait le phosphore des substances qui le contiennent, il est ordinairement sale et impur; il contient de la poussière de charbon, et une partie de phosphore à moitié brûlé, qui lui donne une couleur rouge ou brune.

Le même fondu pour le passer à travers une peau de chamois.

Pour l'obtenir pur, il suffit de le fondre et de le passer plusieurs fois à travers une peau de chamois, au milieu de l'eau chaude.

La peau ne peut servir qu'une fois, le second phosphore qu'on y passerait serait coloré.

Phosphore en distillation dans une cornue, avec le bec plongeant dans l'eau.

Le phosphore se volatilise facilement en le distillant avec l'eau, il passe en liquide et s'élève en vapeur à la chaleur de l'eau bouillante.

On peut même distiller le phosphore en emplissant les vases, préalablement, avec de l'acide carbonique, ou autre gaz, non propre à entretenir la combustion.

Phosphore en oxide blanc.

Les couleurs variées sous lesquelles on obtient le phosphore, viennent de la présence du plus ou moins d'oxigène qu'il a absorbé, mais pas assez encore pour être devenu acide; c'est un oxide de phosphore.

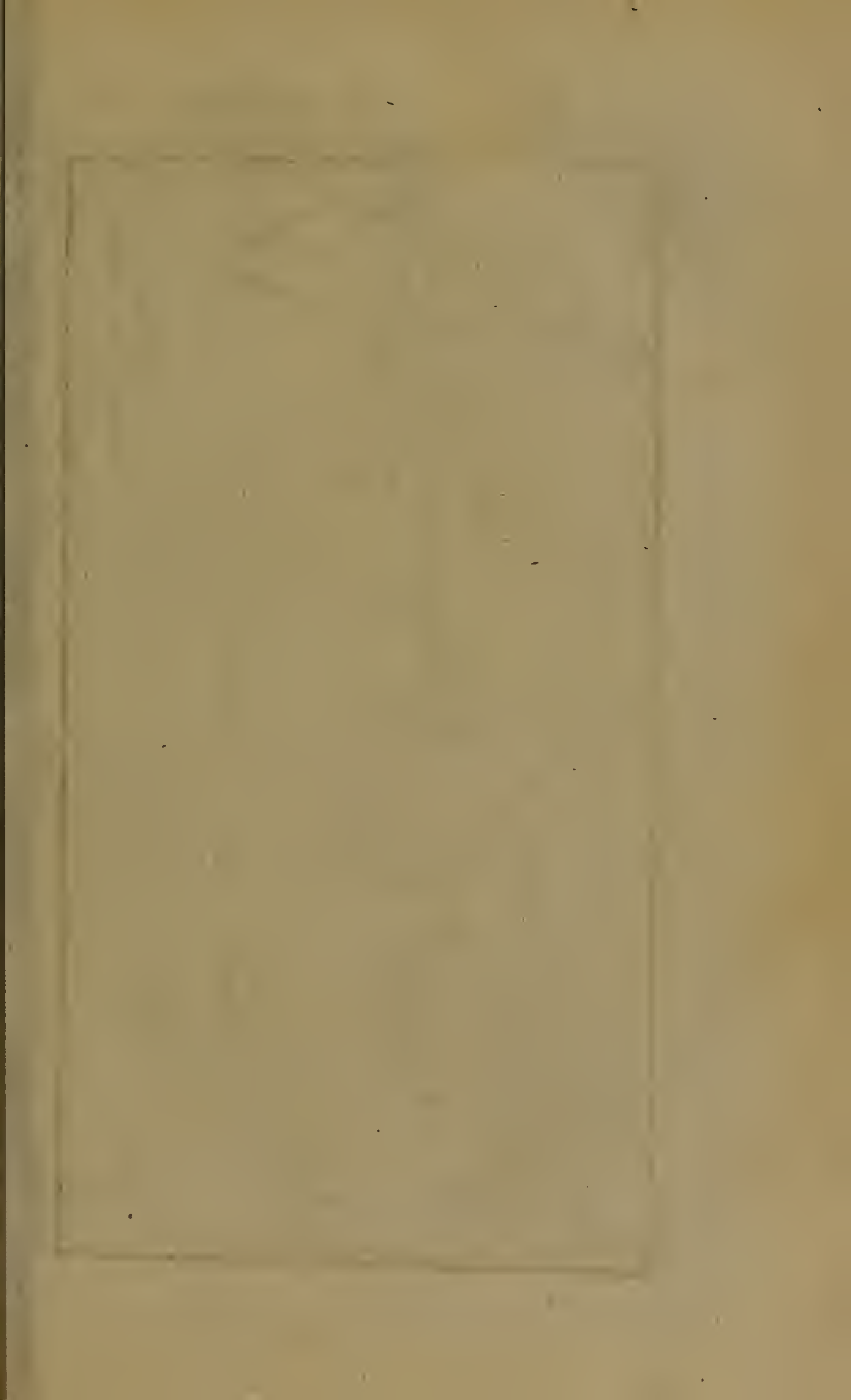
Phosphore en oxide brun.

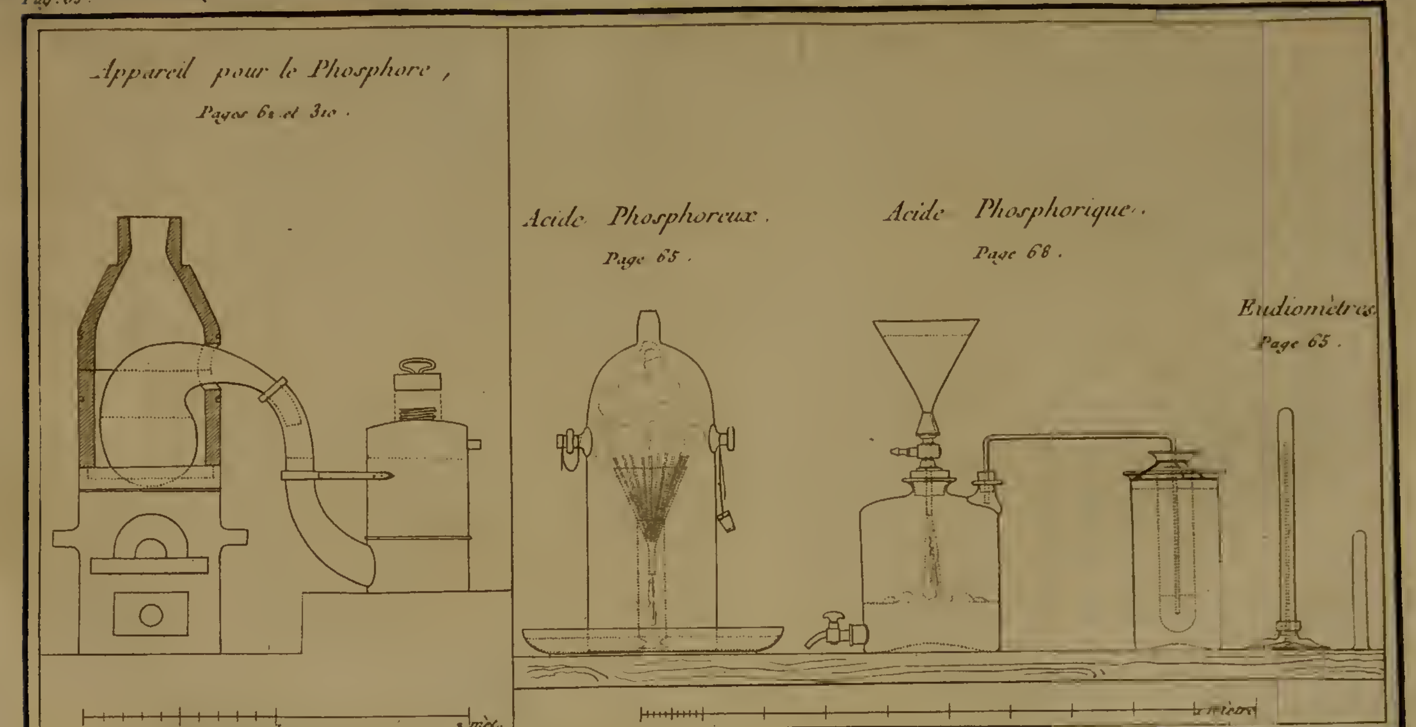
Phosphore qui se sépare de sa partie oxidée par la fusion lente, dans un tube plongé dans l'eau chaude.

Pour séparer la partie oxidée du phosphore, on en met une quantité quelconque dans un tube, on plonge ce tube dans l'eau chaude; le phosphore se fond, et la partie oxidée reste à la surface, attendu que la partie oxidée n'est pas soluble à la même température.

C'est donc encore un moyen d'obtenir la purification du phosphore.

Si





Girard del.

Delettre Sculp.

Si on expose du phosphore dans l'air atmosphérique, le phosphore brûle lentement, il exhale une fumée de toute sa surface ; cette vapeur, qui répand une forte odeur d'ail, est de l'acide phosphoreux.

Phosphore exposé à la combustion lente, dans des tubes placés dans un entonnoir recouvert d'une cloche.

On met chaque cylindre de phosphore dans un petit tube de verre, dont l'extrémité inférieure est fermée en entonnoir, avec une petite ouverture pour laisser couler la petite goutte d'acide qui se produit. On prépare ainsi une quantité de ces tubes, on les place dans un grand entonnoir placé sur une bouteille. On dispose cet appareil sur une assiette, où on a soin de mettre de l'eau, et on le recouvre d'une cloche qui a des ouvertures sur les côtés, afin que la poussière ne tombe pas dessus, et afin d'avoir un air toujours humide, qui accélère beaucoup la décomposition ou combustion insensible du phosphore.

Appareil. *Voyez* la planche.

Acide phosphoreux, produit de cette combustion.

On prend un tube de verre, fermé à l'une de ses extrémités d'environ 4 décimètres de long, sur un centimètre de large, évasé par le bas, de manière qu'il puisse se tenir. On en introduit un autre plus petit au bout duquel on assujétit un bâton de phosphore. On pose l'appareil sur l'eau. Le phosphore prend tout l'oxigène de l'air, et l'azote qui dissout le phosphore ne se combine pas avec lui, mais il en retient toujours une partie en dissolution, qui même s'enflamme tout-à-coup, si on y donne une température convenable.

Phosphore au bout d'un tube dans l'air atmosphérique.

Le même dans le gaz oxigène.

Eudiomètre de Berthollet.

La présence de ce phosphore, ainsi tenu en

dissolution dans l'azote, peut en augmenter le volume, et tromper dans les opérations eudiométriques, où l'on se contente de vérifier les volumes sans vérifier les poids.

Eudiomètre de Séguin.

C'est un tube de verre ou de cristal de 3 centimètres environ de diamètre, sur 19 de haut, fermé à sa partie supérieure, et évasé à sa partie inférieure. On le remplit de mercure, on y fait passer un petit morceau de phosphore qui, en vertu de sa moindre pésanteur spécifique, monte à la partie supérieure; on fait fondre ce phosphore à l'aide d'un charbon rouge, que l'on approche de l'extérieur de la cloche, et l'on fait passer ensuite dans le tube de petites portions de l'air qu'on veut essayer, et que l'on a préalablement jaugé dans une cloche graduée avec soin. La combustion se continue jusqu'à la fin de l'opération; mais, pour plus d'exactitude, on échauffe encore fortement le résidu; et lorsqu'il est froid, on le passe dans une petite cloche jaugée en même temps que la première : la différence des deux volumes indique la quantité de gaz oxigène que contenait l'air soumis à l'expérience.

A défaut de tubes semblables à ceux dont nous venons de parler, on peut se servir d'entonnoirs fermés à la lampe d'émailleur; ils sont même très-propres à cet usage.

Le citoyen Humboldt vient de prouver, par un grand nombre d'expériences, 1°. que le phosphore, soit qu'on le brûle ou qu'on le fasse luire

simplement en contact avec l'air atmosphérique, est une substance eudiométrique infiniment incertaine, vu qu'elle n'absorbe très-souvent que 0, 15 — 0, 20 d'oxigène, au lieu de 0, 27, et qu'un même gaz essayé en différens tubes, présente des résultats différens entre eux. 2°. Que le gaz nitreux découvre presque constamment quelques centièmes d'oxigène contenus dans le résidu de l'eudiomètre à phosphore. 3°. Que tous les gaz azotes, dans lesquels le phosphore ne répand aucune lueur, et qui ne diminuent pas en volume avec le gaz nitreux, ne peuvent pas être considérés comme dépourvus d'oxigène. Il y a des cas où 0, 13 d'oxigène restent cachés dans un gaz, dans lequel le phosphore, à une température de 50, se fond sans lueur, et que le gaz nitreux n'altère aucunement. 4°. Que le phosphore se dissout également dans les gaz azote et gaz oxigène, et qu'il se forme des oxides à double bases de phosphore et d'azote, des phosphures d'azotes oxidés, que le gaz nitreux ne décompose qu'en partie.

Déflagration du phosphore fondu dans le gaz oxigène.

Il faut opérer ici comme nous l'avons indiqué, pag. 34 (leçon sur le gaz oxigène). Le résultat de la combustion est toujours de l'acide phosphorique. Il est concret, si l'on n'ajoute point d'eau sous la cloche; et quand on veut l'obtenir liquide, on y fait passer de l'eau, on la promène sur les parois, alors l'acide phosphorique se dissout avec facilité.

Pelletier a indiqué un autre procédé.

Faire cette déflagration sous l'eau.

Son appareil est un cylindre alongé, dans lequel il met le phosphore avec de l'eau. Ce cylindre est mis dans un bocal, où on entretient de l'eau bouillante, pour tenir le phosphore liquéfié : on a en outre un tube recourbé, dont une des ouvertures va plonger dans le phosphore, et l'autre est adapté sur un grand flacon, qui a une seconde ouverture, à la faveur de laquelle on ajuste un entonnoir, muni d'un robinet. Le tout étant bien disposé, on met de l'eau dans l'entonnoir, et en ouvrant le robinet l'eau entre dans le flacon, et détermine l'air qui y est contenu à passer par le tube ; cet air passant à travers le phosphore, se combine avec, et produit la combustion du phosphore, qui par-là est changé en acide phosphorique.

Acide phosphorique, produit de cette combustion.

Quand le flacon est plein d'eau, on le vide à la faveur d'un robinet pratiqué à la partie inférieure.

Gaz hidrogène et phosphore.

Gaz hidrogène phosphoré.

Procédés pour obtenir le gaz hidrogène phosphoré.

Il y a différens moyens de se procurer ce gaz, je n'en indiquerai ici qu'un seul : nous reviendrons sur les autres procédés dans les leçons suivantes. — *Voyez* les articles, potasse pure, soude pure et chaux-vive.

Expérience.

On remplit une cloche de gaz hidrogène pur ; on la place sur le mercure, on introduit du phos-

phore au fond de la cloche ; on fait tomber ensuite, au milieu de cette cloche, les rayons du soleil réunis par un miroir ardent.

Propriétés phisiques et chimiques de ce gaz.

Le gaz hidrogène est bientôt changé en gaz hidrogène phosphoré.

Ce gaz exhale une odeur insupportable de poisson pourri.

Il s'enflamme sitôt qu'il a le contact de l'air. Cette inflammation donne lieu à la formation de l'eau et d'acide phosphorique, et il s'élève de ses bulles, des couronnes circulaires de fumée.

Quant le gaz hidrogène a brûlé, la bulle d'eau qui l'enveloppoit est combinée avec l'acide phosphorique qui s'est formé, de-là la couronne de fumée circulaire qui s'élève en anneau.

Ce gaz est plus combustible que le phosphore, avec le gaz oxigène ; le gaz hidrogène phosphoré brûle avec une grande rapidité. L'expérience est même dansgéreuse.

Eau et gaz hidrogène phosphoré.

L'eau absorbe le gaz hidrogène phosphoré, il s'y décompose. C'est l'air qui est dans l'eau qui le brûle, et le phosphore se dépose sur les parois du vase.

Ce gaz est très-nuisible à la respiration.

Action de ce gaz sur les animaux.

Les animaux qu'on y plonge périssent sur-le-champ.

Huitième Leçon.

Du soufre.

HUITIÈME LEÇON.

Du soufre.

Objets de démonstration :

Soufre transparent cristallisé en octaëdres.

Soufre en petits octaëdres, de Cadix, de Queitto, de Sicile.

Idem sous forme régulière.

Soufre opaque naturel dans des cailloux.

Soufre volatilisé, ou sublimé des volcans.

Soufre des eaux minérales.

Soufre tiré des matières végétales.

Soufre tiré des matières animales.

Le soufre est un corps combustible, sec, très-fragile, d'un jaune citron, qui n'a d'odeur que lorsqu'il est chauffé, et dont la saveur particulière est foible, quoique très-sensible Si on le frotte, il devient électrique : si, lorsqu'il est en gros morceaux, on lui fait éprouver une chaleur douce, mais subite, comme en le serrant dans la main, il se brise en pétillant.

Le soufre se remontre en grande quantité dans la nature, tantôt pur et tantôt combiné.

Soufre brut.

Les procédés connus pour extraire le soufre en grand, et l'appliquer aux usages du commerce, se réduisent à le dégager des pyrites, ou sulfures de cuivre ou de fer, par des moyens plus ou moins simples et économiques.

On peut consulter, à ce sujet, Henkel, Macquer, Jars, etc.

Purification du soufre dans les manufactures.

Pour purifier le soufre, on le fond dans une poële de fer; les parties terreuses et métalliques se précipitent; on le verse dans une chaudière de cuivre, où il forme un autre dépôt des matières étrangères qui l'altéraient. Après l'avoir tenu quelque temps en fusion, on le coule dans des moules de bois cylindriques, et il forme le soufre en *canons*.

Soufre fondu { en gros canons. / en petits canons.

Soufre vif.

Celui qui s'est précipité au fond de la chaudière pendant la fusion est gris et très-impur; on le nomme fort improprement *soufre vif*.

Soufre en mèche. Mèches soufrées.

Les mèches soufrées ne sont ordinairement que des brins de coton que l'on trempe dans du soufre fondu. On soufre de même des petits morceaux de bois que l'on nomme *allumettes*, ainsi que des tubes de paille.

Action du calorique sur le soufre.

Soufre fondu, ou en fusion.

On met du soufre dans un creuset : on le place entre quelques charbons ardens, il ne tarde pas à entrer en fusion. Cette première fusion est liquide; mais, en tenant le soufre un instant de plus sur le feu, il acquiert une consistance beaucoup plus épaisse. Lorsqu'il est dans cet état, on le coule dans une terrine pleine d'eau : on trouve qu'il a acquis une couleur rouge, et qu'il est mou comme de la cire : il se pétrit facilement entre les doigts, au lieu d'être sec et cassant, comme l'est le soufre ordinaire.

Soufre ramolli et rouge

Le soufre, dans cet état, est employé avec succès, pour tirer des copies de cachets et de pierres gravées.

Soufre en distillation vive, et boursouflé.

Le soufre peut se réduire en gaz et se volatiliser, mais ce gaz n'est pas permanent, il se solidifie dès que la température se refroidit. On se sert de cette propriété pour le purifier.

Soufre en sublimation lente, dans un appareil appelé *aludels*.

On met dans une cucurbite de verre, ou dans une petite terrine vernissée, à laquelle on adapte des pots percés par leurs fonds, à l'exception du dernier, que l'on termine par un entonnoir renversé, surmontés les uns sur les autres, une quantité quelconque de soufre concassé : on place la cucurbite sur un bain de sable, on y ajoute un chapiteau ; on lute les jointures avec des bandes de papier, enduites de colle d'amidon : on ajoute au bec du chapiteau un récipient, seulement pour intercepter la communication avec l'air extérieur ; alors on procède à la sublimation par un feu modéré : aussi-tôt que le soufre entre en fusion, il s'élève une fumée blanche, épaisse, qui se condense et s'attache aux parois du chapiteau, sous la forme d'une poudre. Lorsqu'il en est suffisamment garni, on cesse le feu : on laisse refroidir les vaisseaux : on délute le chapiteau ; on ramasse, avec la barbe d'une plume, le soufre qui s'est sublimé ; c'est ce qu'on nomme *soufre en fleurs*, *fleurs* de soufre.

Soufre en fleurs.

On procède ensuite à une nouvelle sublima-

tion. On continue ainsi jusqu'à ce que l'on ait fait sublimer tout le soufre.

Ce soufre sublimé contient souvent un peu d'acide sulfurique, formé par la combustion d'une petite quantité de ce soufre, qui a eu lieu en raison de l'air contenu dans les vaisseaux. On les purifie très-exactement en les lavant ; c'est le soufre, ainsi préparé, qu'on doit employer en médecine.

Lavage à chaud.

Si, au lieu de prendre le soufre dans un état d'épaississement, on le retire du feu immédiatement après qu'il est fondu, et qu'on le laisse refroidir tranquillement, ses parties prennent entre elles un arrangement symmétrique, disposé en aiguilles, ce qui forme une cristallisation du soufre.

Soufre cristallisé artificiellement.

Par refroidissement, aiguillé.

Si on fait fondre du soufre dans de l'huile, il faut qu'elle en soit bien chargée, elle en tient même en dissolution plus qu'elle n'en peut dissoudre, lorsqu'elle est froide, elle laisse déposer, par le refroidissement, l'excédent, sous la forme de cristaux octaëdres.

Par les huiles octaëdres

Combustion lente du soufre.

Pour faire cette expérience, on prend une grande cloche, on place dessous un petit godet, dans lequel on a mis du soufre en fleurs allumé ; on porte cet appareil sur une assiette, et on l'entoure d'eau.

Soufre en combustion lente sous une cloche placée sur l'eau.

Il s'élève une fumée blanche, qui se dissout dans l'eau, et l'eau devient acide. C'est de l'acide sulfureux.

Acide sulfureux produit de cette combustion.

Soufre en combustion rapide.

Combustion rapide du soufre.

Grand ballon avec cuiller de fer portant soufre et nitrate de potasse allumé pendant la leçon.

On prend, à cet effet, un grand ballon à large ouverture ; on suspend dans son intérieur, une cuiller de fer, portant un mélange de soufre et de nitrate de potasse, composé de 72 parties de soufre, sur 7 de nitrate. On met le feu au mélange, et on bouche le ballon avec du bois étoupé.

Ouverture de ce ballon, bouchée par du bois étoupé.

Soufre allumé, plongé dans du gaz oxigène.

On peut encore obtenir une combustion rapide de soufre, en mettant cette substance allumée dans du gaz oxigène. Elle brûle avec une rapidité extrême.

Acide sulfurique, produit de cette combustion.

Dans l'un et l'autre cas, il faut avoir soin de mettre un peu d'eau au fond du ballon, afin d'absorber l'acide qui se forme.

C'est de l'acide sulfurique.

On voit donc que suivant la manière dont on s'y prend pour faire brûler le soufre, il absorbe des quantités diverses d'oxigène, et il devient plus ou moins acide.

Soufre et azote.

Soufre et azote, nulle action.

Soufre et hidrogène.

Gaz hidrogène sulfuré. — Manière de préparer ce gaz.

On peut se le procurer par différens moyens, que nous connaîtrons à mesure que nous emploierons les corps dont on peut l'extraire. Le seul que je puisse indiquer ici, est de faire passer du gaz hidrogène à travers du soufre en fusion ; on peut encore, au moment où le gaz hidrogène

se dégage, jeter du soufre sublimé, on obtiendra sous la cloche du gaz hidrogène sulfuré.

Le premier procédé consiste à mettre dans un canon de fusil, ou de porcelaine, du soufre en poudre; on fait passer ce canon à travers un fourneau, on ajuste, à l'extrémité inférieure, un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans l'appareil au mercure. On adapte ensuite à l'extrémité supérieure l'appareil, pour obtenir du gaz hidrogène pur. On fait ensuite fondre le soufre à une douce chaleur; lorsqu'il est fondu, on fait passer à travers, le gaz hidrogène, et l'on obtient, sous la cloche, du gaz hidrogène sulfuré.

Appareil pour extraire le gaz hidrogène sulfuré.

Caractères.

Fluide élastique, très-léger, se volatilisant très-promptement dans l'atmosphère.

Ce gaz tue très-promptement les animaux.

Animaux plongés dans ce gaz au moment de la leçon.

Il verdit le sirop violat, éteint la bougie, mêlé avec l'air atmosphérique ou avec le gaz oxigène, il s'allume, et détonne par l'étincelle électrique; il brûle avec une flamme bleue rougeâtre, et dépose du soufre.

Syrop de violette.

L'air atmosphérique détruit le gaz hidrogène sulfuré, ce qu'on apperçoit en le tenant en contact sous une cloche. L'oxigène a donc plus d'affinité avec l'hidrogène que le soufre n'en a avec lui: l'oxigène et l'hidrogène se combinent et forment de l'eau; il est à remarquer que cette expérience ne pourrait se faire à une haute tempéra-

Gaz hidrogène sulfuré et air atmosphérique, ou gaz oxigène.
Allumé à l'air libre, il dépose du soufre.

ture, parce que le soufre brûlerait, et qu'une basse température est insuffisante pour le faire brûler ; ce soufre alors se dépose sur les corps environnans. Voilà d'où vient le soufre que l'on voit déposé aux environs des sources minérales, et pourquoi le gaz qui se dégage de ces sources noircit l'argent.

L'acide nitreux et l'acide sulfureux le décomposent.

Il est absorbé par l'eau. L'hidrogène sulfuré dissout dans l'eau, rougit la teinture de tournesol, le papier qui en est teint, et la teinture de rave : il se combine avec les alcalis, la barite, la chaux et la magnésie ; il forme avec ces substances des combinaisons qui, mêlées avec les dissolutions métalliques, changent de bases : il décompose le savon, et prend la place de l'huile auprès des alcalis ; il précipite, en grande partie, le soufre des dissolutions des sulfures de potasse ou de chaux, et il tend à former avec le reste une combinaison triple.

Il précipite les dissolutions métalliques.

Soufre et charbon.

Soufre et carbone, nulle action.

Combinaison du phosphore avec le soufre.

Soufre et phosphore.

On met dans un matras une partie de phosphore, avec le 8e. de son poids de soufre, et 32 parties d'eau distillée : à une douce chaleur, le phosphore se liquéfie, et il dissout le soufre.

Combinaison fluide.

La nouvelle combinaison prend une couleur jaune, et elle reste fluide sous l'eau jusqu'au

vingtième dégré au-dessus de zero du thermomètre de Réaumur. Elle se fige ensuite.

Deuxième expérience.

Une partie de phosphore avec moitié de son poids de soufre, donnent un produit qui reste fluide sous l'eau, à la température de huit dégrés au-dessus de zero.

Une partie de phosphore, et deux parties de soufre, se combinent très-bien à l'aide d'une douce chaleur, et toujours sous l'eau; cette combinaison est encore fluide à dix dégrés au-dessus de zéro; mais, il s'y fait une cristallisation, de manière qu'une portion parait fluide, et l'autre concrete. Combinaison solide.

Une partie de phosphore peut encore s'unir à trois de soufre.

On met, dans un matras, une partie de phosphore avec de l'eau distillée; on chauffe le matras jusqu'à ce que le phosphore soit fondu; alors, on y ajoute le soufre, qu'il faut diviser en trois parties. Cette première partie est aussi-tôt dissoute par le phosphore; l'on voit aussi qu'il y a quelques bulles d'air, qui se dégagent dans le moment de la combinaison: on ajoute ensuite la 2e. partie du soufre, puis la 3e. qui de même sont dissoutes, et le nouveau produit reste fluide sous l'eau, tant que celle-ci a trente dégrés de chaleur; mais, à mesure que l'eau se réfroidit, la combinaison devient concrete et friable.

Neuvième Leçon.

Des métaux en général, et de l'oxide d'hidrogène ou de l'eau.

NEUVIEME LEÇON.

Des métaux en général, et de l'oxide d'hidrogène — eau. —

Les métaux ne sont qu'un genre particulier de corps combustibles.

Les oxides métalliques ne sont que des combinaisons des métaux avec l'oxigène.

Quelques-uns même de ces oxides passent à l'état d'acide ;

Tels sont,

Arsenic. Tunstène. Molybdène. Chrôme. A l'état de métal et à l'état d'acide.

L'arsenic, le tunstène, le molybdène, et le chrôme. —

Différens oxides métalliques.

Une dose d'oxigène fait perdre aux métaux de l'éclat métallique ; une plus grande dose détruit entièrement cet éclat, et la proportion d'oxigène peut augmenter jusqu'au point de donner aux oxides l'aspect tout-à-fait terreux.

Les métaux n'ont pas la même attraction élective pour l'oxigène.

En examinant ici les métaux sous un point de vue général, nous les diviserons en deux classes.

Métal acidifiable. Arsénic.
Métal oxidable. Cuivre, étain.

Métaux acidifiables, métaux oxidables.

Les acides métalliques peuvent s'obtenir sous deux états, tels que

Acide arsenieux.
Acide arsenique.

Acide arsenieux, acide arsenique. — On dis-

tingue aussi différens états d'oxidation des métaux, tels que

Oxide gris de zinc,
Oxide blanc de zinc.

Oxide gris de zinc.

Oxide blanc de zinc.

Les métaux présentent aussi deux sortes de combustions. —

Combustion double. { Lente du zinc. Rapide du zinc.

Combustion lente,

Combustion rapide.

Le zinc peut servir d'exemple.

1°. Fusion dans une cuiller de fer à l'air.

2°. Inflammation dans un creuset.

De l'eau, ou *oxide d'hidrogène.*

De l'eau.

On considère l'eau sous trois états :
Glace, liquide et gazeuse.

De la glace.

La glace est l'état naturel de l'eau, puisqu'elle y est dépourvue d'une portion de calorique.

Eau en glace compacte, opaque.

Lorsque la congellation a été prompte, elle est en masse compacte, opaque.

Eau en glace compacte, transparente.

Quelquefois elle est transparente.

Eau cristallisée.

Lorsque la congellation a été lente, elle offre des aiguilles qui se joignent sous un angle de 60 ou 120 degrés ; quelquefois on obtient des prismes quadrangulaires, applatis, terminés par deux sommets dihèdres.

L'eau glacée occupe plus de volume que l'eau liquide.

On attribue cette dilatation à l'air, séparé du liquide par la congellation.

Exemples des bombes remplies d'eau.

Dans les fortes gelées les pierres se brisent, les arbres se fendent.

L'accès de l'air favorise la production de la glace.

Il y a production sensible de chaleur dans le moment que l'eau passe à l'état solide.

Une agitation légère du fluide facilite sa conversion en glace.

Sa solidité est telle qu'on peut la réduire en poudre.

Son élasticité est très-forte et beaucoup plus marquée que celle de l'eau fluide.

Elle a une saveur très-vive.

Elle a moins de pesanteur que l'eau fluide qu'elle surnage : ce phénomène paraît dépendre des grandes quantités d'air interposé.

Beaucoup de corps concrescibles par le froid, et fusibles par la chaleur, présentent le même phénomène ; le beurre, les graisses, la cire.

Sa transparence est troublée par des bulles d'air.

Expériences.

Eau chaude et glace.

On remplit un tube cylindrique d'eau chaude, on y met quelques morceaux de glace ; à mesure que la glace fond, il se dégage des bulles qui viennent crever à la surface de l'eau.

On peut encore s'en convaincre, en examinant avec attention un morceau de glace ; et en perçant

çant sous de l'eau fluide les cavités que l'œil y apperçoit, on voit l'air sortir en bulles très-sensibles.

En passant de l'état solide à l'état liquide, elle produit du froid. *Voy.* les expériences de Wilkc.

Cette production du froid par la fonte de la glace, est encore prouvée par l'usage où sont les limonadiers de fondre certains sels avec la glace, pour déterminer un froid sous *zero*.

Expériences.

On mèle quatre parties de glace avec une partie d'acide nitrique, on plonge un thermomètre dans le mélange, on le fait descendre de zero jusqu'à 22 au-dessous.

Glace et acide nitrique; on peut aussi faire l'expérience avec la neige.

Avec le sel marin, ou muriate de soude, on a un effet à-peu-près semblable.

Glace et muriate de soude.

La grêle et la neige ne sont que des modifications de la glace; on peut considérer la grêle comme produite par le dégagement subit du fluide électrique, qui concourt à rendre l'eau fluide.

De la grêle et de la neige.

Ceux qui voudraient prendre des connaissances plus étendues sur tous ces objets, peuvent consulter les ouvrages de plusieurs célèbres phisiciens, Mussenbrock, Nollet, Brisson, etc.

De l'eau à l'état liquide.

Sous cette forme, l'eau a quelques propriétés générales.

Sa saveur est beaucoup moins forte, puisque

plusieurs phisiciens la regardent comme insipide.

Elle est élastique.

Son état d'aggrégation liquide rend sa force de combinaison plus énergique.

Elle s'unit à un grand nombre de corps, et elle favorise même singulièrement leur combinaison réciproque.

Elle ne s'unit point à la lumière qui ne fait que la traverser.

Le calorique la dilate et la met dans l'état de gaz : c'est ce passage de l'état liquide à celui de fluide aériforme qui constitue son ébullition.

La pesanteur de l'air influe singulièrement sur l'ébullition de l'eau; elle oppose un obstacle à sa dilatation et à sa vaporisation.

Expérience.

Si on soustrait le poids de l'atmosphère, par le moyen de la machine pneumatique, et que l'on y place de l'eau échauffée auparavant à 40 degrés, on la verra bouillir avec beaucoup de force et se réduire en vapeurs.

C'est pour cela que les liqueurs très-évaporables et très-volatiles, comme l'alcool, l'éther, le gaz ammoniaque, perdent la plus grande partie de leur force sur les hautes montagnes.

Eau distillée.

Si l'on chauffe de l'eau dans des vaisseaux fermés, et dans un appareil propre à en recueillir les vapeurs, ces dernières condensées par le

froid, et rassemblées dans un récipient, forment l'eau distillée.

Comme il importe aux chimistes d'avoir à leur disposition de l'eau très-pure, il est nécessaire d'indiquer les moyens qu'on peut mettre en usage, pour porter une eau quelconque à ce degré de pureté.

De la distillation.

On purifie l'eau par la distillation.

De l'alambic.

Cette opération se fait dans des vaisseaux qu'on appelle alembics.

L'alembic est composé de trois pièces; une cucurbite, un bain-marie d'étain et d'un couvercle appelé chapiteau; et suivant les substances que l'on distille, on ajoute au bec du chapiteau, un seau en cuivre, dans lequel serpente un tuyau d'étain, d'où lui est venu son nom *serpentin* : il sert à contenir de l'eau froide, afin d'entretenir à une basse température la liqueur qui distille.

Du serpentin.

Distillation de l'eau.

Si l'on ne veut avoir que de l'eau distillée, on ne se sert que de la chaudière, ou cucurbite, et de son chapiteau.

A cet effet, on met de l'eau de rivière dans la cucurbite : il faut toujours avoir soin de prendre de l'eau très-pure; on l'élève en vapeurs par le moyen du feu, et on condense ces mêmes vapeurs, en rafraîchissant le chapiteau avec de l'eau froide : ces vapeurs condensées coulent dans un vase destiné à les recevoir; c'est ce qu'on appelle *eau distillée*.

L'eau distillée a une saveur fade; elle fait éprouver un sentiment de pesanteur à l'estomac.

Eau à l'état de gaz.

De l'eau à l'état de gaz.

Expériences de Lavoisier et Laplace.

Pour convertir l'eau à l'état de gaz, Lavoisier et Laplace ont fait l'expérience suivante.

On remplit une cloche de mercure, et on la renverse sur une soucoupe remplie de ce métal; on fait passer un peu d'eau dans cette cloche, et on donne au mercure une chaleur de 95 à 100 degrés, en le plongeant dans une chaudière pleine d'eau-mère de nitre, ou de sel marin.

L'eau se raréfie et occupe toute la capacité de la cloche.

Ses propriétés.

Dans cet état, l'eau acquiert des propriétés particulières.

Elle est parfaitement invisible.

Sa dilatation.

Sa dilatation est considérable, puisqu'elle occupe 800 fois plus d'espace.

Son élasticité.

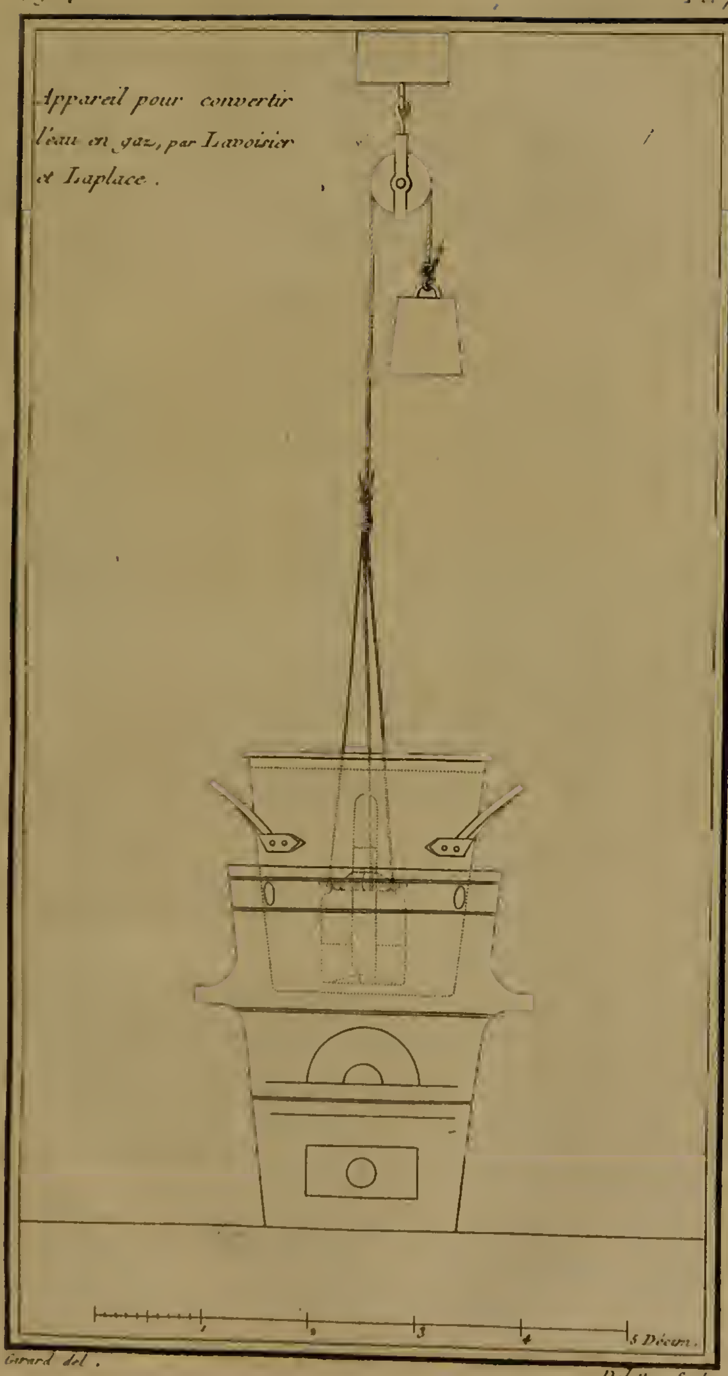
Elle jouit d'une élasticité et d'un ressort, tel qu'elle produit des explosions terribles lorsqu'elle est resserré, et qu'on peut l'employer en mécanique pour faire mouvoir de grandes masses.

Exemples.

Les pompes à feu, la marmite à Papin.

L'eau ramollit les substances extractives muqueuses, corrode et brûle les métaux, dissout les sels, etc.

L'eau se dissout parfaitement dans l'air, sa précipitation dans l'atmosphère, constitue la rosée.



Girard del . Delettre Sculp .



Elle accélère la combustion de l'huile enflammée, comme on l'observe dans l'expérience de Léolipide, la lampe de l'émailleur, dans les foyers de charbon de terre, de charbons de bois humide, dans les graisses enflammées que l'eau ne peut éteindre, dans les grands incendies, etc.

Des propriétés chimiques de l'eau.

Propriétés chimiques de l'eau.

On divise les eaux en six espèces.

Eau de pluie, ou de neige, ou de grêle, de fontaine, de lacs, de rivières, de puits et de mer.

Différence de l'eau pure d'avec celle qui ne l'est pas.

On distingue encore les eaux sur la manière dont elles agissent sur l'estomac, sur le savon, et par la cuisson des légumes, etc. en eaux crues, eaux dures. Telles sont les eaux qui contiennent des substances salines, de l'acide carbonique, de l'argille, du fer, des extraits de végétaux altérés par la putréfaction. Toutes ces eaux sont mauvaises à boire.

Eaux de puits et de riviere.

Faire cuire un légume dans ces deux eaux, en prendre un poids égal, et employer le même espace de temps.

Dissolution de savon.

Eau et calorique; — résultats. { Eau bouillante, — distillée, — en vapeurs.

Eau bouillante.
— Distillée.
— En vapeurs.

Eau et air atmosphérique.

Eau aérée.

L'eau s'unit à l'air de deux manières; elle absorbe ce fluide élastique, et s'en charge dans son état de liquidité; il est même démontré que c'est à cette combinaison avec l'air, qu'elle doit sa saveur vive et fraiche.

On peut priver l'eau de l'air qu'elle contient, soit par l'ébullition, soit par la distillation.

Eau privée d'air par l'ébullition.

Eau distillée, recueillie au moment, et mise dans un flacon bien bouché.
Sulfate de fer bien cristallisé.

Quand on veut connaître qu'une eau est aérée, on y met un cristal de sulfate de fer très-pur.

Si l'eau n'est pas aérée, le cristal reste transparent, et le contraire arrive si l'eau est aérée, il se recouvre d'une poussière jaune. L'eau bouillante et l'eau distillée recueillies avec soin, donnent des exemples de l'eau non aérée.

On peut encore essayer ces eaux par les sulfures métalliques.

Le changement qui arrive, indique la présence de l'air.

Acide sulfurique concentré.

On reconnaît encore la présence de l'air dans l'eau, par l'acide sulfurique concentré.

Mêler cet acide avec de l'eau aerée.

Quand on verse l'acide, il y a effervescence; les deux fluides se concentrent, se pénètrent, et l'effervescence n'est autre chose que l'air contenu dans l'eau qui se dégage; mais cet air est plus pur que l'air atmosphérique; ce qui annonce que l'eau, en dissolvant ainsi l'air, a plus de prise sur l'oxigène que sur l'azote.

Faire cette expérience dans un tube ou dans un bocal.

Si l'on fait cette expérience dans un bocal, en le renversant, on voit monter l'air, et on peut ensuite le peser et calculer la quantité d'air contenu dans l'eau; on voit même après cela, en remuant l'acide des stries se former; ce qui annonce le mélange des deux liquides.

Eau et gaz hidrogène.

Eau et gaz hidrogène — nulle action.

Tous ces détails sur les propriétés chimiques de l'eau, ne l'ont encore présentée que comme un agent très-puissant dans les combinaisons, et sus-

ceptible de s'unir à un grand nombre de corps ; mais elle éprouve, dans plusieurs de ces combinaisons, une altération singulière, qui n'a été découverte que depuis 1784.

On savait depuis long-temps que l'eau favorisait la combustion, mais on était loin de penser que la plupart de ces phénomènes fussent produits par la décomposition de ce fluide, et il a fallu le génie de Lavoisier, pour porter ce point de doctrine au degré de certitude et de précision où il est parvenu.

Depuis les expériences de Lavoisier, Laplace, Monge et Meunier, on en a imaginées de très-simples, et que l'on peut faire dans les cours ; quoiqu'elles ne donnent pas cette précision que l'on desire dans des expériences exactes, ou de recherches, elles n'en sont pas moins concluantes. En outre, leur simplicité fait qu'on peut en présenter la série dans l'espace de temps qu'exige une leçon.

Décomposition de l'eau.

Décomposition de l'eau.

Eau et charbon, { Décomposition. produits : Gaz hidrogène carboné, et gaz acide carbonique.

1°. Par le charbon.

Il résulte du gaz hidrogène carboné, et du gaz acide carbonique.

On prend un tube de verre ou de porcelaine, que l'on fait passer à travers un fourneau, en lui donnant une légère inclinaison. On introduit dans ce tube du charbon que l'on fait chauffer auparavant dans des vaisseaux fermés. On adapte ensuite

à l'extrémité de ce tube, une cornue de verre qui contient une quantité bien connue d'eau distillée, et à son extrémité inférieure un tube courbé, qui va plonger dans un flaçon à deux tubulures; enfin à l'une des deux tubulures du flaçon, on adapte un autre tube destiné à conduire les fluides aériformes sous une cloche.

Tout étant ainsi disposé, on allume assez de feu dans le fourneau, pour entretenir toujours bouillante l'eau de la cornue; on allume en même temps du feu dans le fourneau du tube, et on l'alimente de manière à le faire rougir.

L'opération finie, on ne retrouve plus dans le tube que quelques atômes de cendre, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique, et du gaz hidrogène carboné.

Charbon rouge qu'on plongera pendant la leçon sous des cloches pleines d'eau.

2°. On peut encore opérer cette décomposition d'une manière plus prompte, mais moins exacte; c'est de plonger sous des cloches pleines d'eau un charbon rouge, le même effet a lieu.

Eau et fer sur du mercure à froid.

3°. On met au-dessus du mercure, dans une petite cloche de verre, une quantité connue d'eau distillée bien pure et de limaille de fer: peu-à-peu cette dernière est rouillée, et il se dégage du gaz hidrogène.

Fer brûlé par l'eau. { A froid. Oxide noir en poudre. A rouge. Oxide cristallisé noir. }

Le fer est aussi brûlé par l'eau; ce qui constitue un oxide noir.

A chaud, on l'obtient cristallisé.

4°. En faisant passer un fer rouge, même des briques sous des cloches pleines d'eau, on opère la décomposition de l'eau.

Eau et fer rouge sous des cloches. Eau et briques rouges.

5°. Voici encore un procédé que l'on peut suivre et qui est très-simple.

On prend un canon de fusil, on le place dans un fourneau; on ajuste à son extrémité la plus élevée, un entonnoir destiné à contenir l'eau, et à ne la lâcher que goutte à goutte par le moyen d'un robinet; en place d'entonnoir, on peut se servir d'un tube courbé en siphon, et terminé par un petit entonnoir. A l'autre extrémité du canon, on place un récipient tubulé, ou même un flaçon à deux tubulures, destiné à recevoir l'eau qui passe sans se décomposer; à la deuxième tubulure, on adapte l'appareil pneumato-chimique.

Eau décomposée dans un tube par le fer rouge.

On fait ensuite rougir le canon, et on y introduit l'eau goutte à goutte; on obtient du gaz hidrogène.

Gaz hidrogène de la décomposition de l'eau par le fer rouge.

Cent parties d'eau donnent,

Gaz oxigène	—	85.
Gaz hidrogène	—	15.
		100.

Récomposition de l'eau.

Recomposition l'eau.

Il ne suffit pas d'avoir décomposé l'eau en ses principes constituans, l'oxigène et l'hidrogène; il faut, pour une pleine conviction, reformer de l'eau avec les élémens qui ont résulté de sa

décomposition : la chimie moderne nous met à même de remplir ces conditions.

Ceux qui auraient les machines qu'exigent cette expérience, peuvent consulter, pour les détails, l'ouvrage même de Lavoisier.

Dans nos laboratoires, nous n'avons point ces sortes d'appareils ; en outre, le court espace d'une leçon ne comporte pas de telles expériences : cependant on peut présenter aux élèves un simulacre d'expérience.

On met dans un flaçon, ou goulot à deux tubulures, de la limaille de fer. On adapte à l'une des deux tubulures un tube de six millimètres de diamètre, terminé par un tuyau capillaire ; on ajuste sur ce flaçon une cloche bien sèche.

Brûler du gaz hidrogène sous une cloche pleine d'air atmosphérique.

Quand l'appareil est monté, on verse par l'autre tubulure de l'acide sulfurique étendu d'eau ; aussitôt il se dégage du gaz hidrogène par le tube, on l'enflamme avec une bougie allumée, et on le laisse brûler sous la cloche.

Des vapeurs remplissent la cloche ; un instant après, on apperçoit des gouttelètes d'eau en tapisser les parois.

Le gaz hidrogène a donc décomposé l'air atmosphérique, renfermé sous la cloche.

Une autre expérience de Lavoisier vient encore à l'appui de cette vérité.

Brûler de l'alcool sous une cloche pleine d'air atmospherique.

Sous une très-grande cloche de verre, pleine d'air atmosphérique, et renversée sur le mercure, on introduit une lampe contenant de l'alcool ; on attache à la mèche un atôme de phos-

phore, et on allume avec un fer recourbé, rougi au feu, qu'on passe par-dessous la cloche.

Le mercure s'élève bientôt dans la cloche, et annonce par son élévation, malgré la chaleur, une diminution rapide et considérable de l'air; après la combustion, il se dépose sur les parois, et à la surface du mercure une grande quantité de gouttes d'eau. Cette eau recueillie avec soin surpasse toujours de près d'un huitième la quantité d'alcool consumé pendant l'opération : d'où il résulte que l'alcool renferme un des principes de l'eau, l'hidrogène ; et c'est l'air de l'atmosphère qui fournit l'autre, l'oxigène, comme dans l'expérience précédente.

C'est par une semblable expérience que Lavoisier a prouvé que seize parties d'alcool donnaient par la combustion dix-huit parties d'eau.

Dixième Leçon.

Gaz acide carbonique.

DIXIÈME LEÇON.

Gaz acide carbonique.

Nous avons vu que le carbone avait la propriété de décomposer le gaz oxigène, et d'enlever la base au calorique ; mais l'acide qui résulte de cette combustion, ne se condense pas au degré de pression et de température dans lequel nous vivons. Il demeure dans l'état de gaz, et il faut une grande quantité d'eau pour l'absorber.

Le carbone uni à l'oxigène forme donc l'acide carbonique.

De tous les acides, l'acide carbonique est peut-être celui qui est le plus abondamment répandu dans la nature, on peut même le trouver sous trois états ; 1°. sous celui de gaz ; 2°. sous celui de mélange ; 3°. sous celui de combinaison.

Gaz acide carbonique fait par le charbon et le gaz oxigène.

On emploie divers procédés pour le recueillir ; 1°. gaz oxigène et charbon.

On peut opérer la combustion du charbon comme celle du phosphore, sous une cloche de verre remplie de gaz oxigène, et renversée dans du mercure ; mais comme la chaleur d'un fer chaud et même rouge, ne suffirait pas pour l'allumer, on ajoute par-dessus le charbon, un petit fragment d'amadoue et un petit atôme de phosphore. On allume facilement le phosphore avec un fer rouge ; l'inflammation se communique en-

Appareils pour obtenir le gaz acide Carbonique.

1.er Page 93.

2.e 98.

A

B

C

D

E

F

G

I

1 Mètre.

Girard del.

Delettre Sculp.

suite à l'amadoue, puis au charbon. *Voy.* phosphore, page 62.

Il faut d'après Lavoisier soixante-douze parties d'oxigène en poids, pour en saturer vingt-huit de charbon.

2°. Extrait du marbre par le feu.

Gaz acide carbonique extrait du marbre par le feu.

Canon de fusil.

On réduit du marbre en poudre, on l'introduit dans un canon de fusil, et on le fait traverser un fourneau; on adapte un tube recourbé à l'extrémité inférieure, et on le fait plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique. On donne un fort coup de feu, jusqu'à faire rougir le canon de fusil, et le gaz acide carbonique se dégage à cette température.

3°. Extrait du carbonate de chaux par un acide.

Gaz acide carbonique extrait du carbonate de chaux par un acide.

Lorsque le gaz acide carbonique est dans un état de combinaison, comme dans la craie, etc. on l'obtient aisément par la réaction des autres acides. On peut employer indifféremment les acides sulfurique, nitrique et muriatique, mais il faut qu'ils soient étendus d'eau. On met jusqu'à six fois son volume d'eau dans l'acide sulfurique.

Appareils.

On peut varier à l'infini les appareils. Voici le plus simple, quand on veut l'obtenir sans appareil pneumato-chimique.

On prend un grand matras à long col, on le perce à son extrémité inférieure, afin d'y pouvoir ajuster un tube, faisant l'office de robinet.

D'une autre part, on prend un flaçon de Woulf

à deux tubulures, dans lequel on met un acide affaibli; on ajuste à l'une des tubulures un bouchon de liége, percé d'un trou, pour y introduire un tube de verre, dont le diamètre soit d'environ de neuf millimètres terminés par un entonnoir. On se sert avec avantage d'un petit matras, dont on sépare une demi-sphère; on tire à lampe l'autre extrémité du tube, afin d'avoir la facilité de le faire entrer dans le bouchon; on introduit dans ce tube un autre plus petit, garni par le bout d'un peu de filasse ou de coton, afin de lui faire faire l'office de piston. On fait partir de la seconde tubulure un autre tube que l'on adapte au grand matras.

L'appareil disposé, on délaye de la craie dans de l'eau; on verse cette craie délayée dans le tube, et on fait agir le piston. Sitôt que la craie se trouve en contact avec l'acide, il se fait une vive effervescence, et le gaz acide carbonique se dégage. On le recueille dans des cloches que l'on place sous le tube, faisant office de robinet.

Comme ce gaz acide peut être transvasé, on peut facilement le recevoir ainsi dans des cloches; cela vient de sa différence de densité avec l'air atmosphérique. On peut aussi faire couler ce gaz acide par le robinet d'une lampe à gaz inflammable.

Quand on veut le recueillir sous des cloches à l'appareil pneumato-chimique, on ne se sert que d'un petit matras, ou d'un flaçon à deux tubulures, auquel on adapte deux tubes; l'un pour recevoir

la craie délayée, l'autre pour porter le gaz sous les cloches.

4°. Par la fermentation. *Voy*. cet article.

Gaz acide carbonique extrait par la fermentation.

5°. Par les oxides métalliques.

Gaz acide carbonique obtenu de la décomposition des oxides métalliques.

On prend ordinairement une partie d'oxide rouge de plomb, sur trois de flux noir.

On se sert à cet effet d'une cornue de grès, à laquelle on ajuste un tube recourbé, qui va plonger dans un flaçon de Woulf; il part de la seconde tubulure un autre tube qui va se rendre sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Le plomb est réduit à l'état métallique, et on en obtient du gaz acide carbonique.

On peut encore obtenir ce gaz, en décomposant du nitrate de potasse par du charbon bien sec; mais l'expérience est dangereuse.

Formation de gaz acide carbonique, par la décomposition du nitrate de potasse.

L'acide carbonique, fait de telle manière que ce puisse être, a des propriétés constantes.

Il est invisible, élastique, inodore, plus pesant que l'air atmosphérique. La force de cet acide est en général peu énergique, c'est le plus faible de tous.

Il n'est point altéré par la lumière.

Le calorique le dilate sans lui causer aucun changement, en vain on en ferait passer dans des tubes de porcelaine rougis.

Ce fluide aériforme est véritablement un acide de son genre.

Les preuves sont,

1°. D'être toujours le même, soit qu'on le dégage par les acides, soit par tout autre moyen.

Gaz acide carbonique et teinture de tournesol.

2°. De rougir la teinture de tournesol, mais d'une couleur purpurine rougeâtre, et non rouge comme les autres acides; et ce qu'il a de très-remarquable, c'est que le rouge, produit par cet acide repasse de lui-même au bleu, ou violet, ce qui donne un vrai caractère pour reconnaître cet acide d'avec un autre qui seroit dans des eaux.

Gaz acide carbonique mêlé au $\frac{1}{4}$ avec $\frac{3}{4}$ d'air atmosphérique.

3°. Il se dissout dans l'air, dont il fait une petite partie.

Gaz acide carbonique mêlé à $\frac{1}{3}$ avec $\frac{2}{3}$ de gaz oxigène.

On peut aussi le mêler avec le gaz oxigène.

Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion.

Expérience.

Trois tubes cylindriques, ou cloches, l'un rempli d'air atmosphérique, l'autre de gaz acide carbonique, et le troisième de gaz oxigène.

Des bougies sur des fils de fer.

On prend trois tubes de verre d'une certaine hauteur; on remplit le premier d'air atmosphérique, le second de gaz acide carbonique, le troisième de gaz oxigène. On plonge successivement, et avec promptitude, une bougie allumée dans ces trois tubes, en commençant par celui qui est rempli d'air commun, ensuite par le tube rempli de gaz acide carbonique; enfin, par celui qui contient le gaz oxigène.

Dans le tube rempli d'air atmosphérique, la bougie brûle avec son éclat ordinaire; elle s'éteint

subitement

subitement dans le tube rempli de gaz acide carbonique, et se rallume ensuite dans le tube qui contient le gaz oxigène, en répandant une clarté éblouissante.

Cette expérience offre la confirmation d'une vérité déjà établie, savoir que le gaz oxigène est beaucoup plus propre à la combustion que l'air atmosphérique; et enfin, la preuve la plus complette que les corps enflammés ne sauraient brûler dans le gaz acide carbonique.

Ce gaz est nuisible à la respiration.

Souris pour l'asphixier dans du gaz acide carbonique.

L'épiglotte, la trachée artère des animaux se ferme fortement, et la respiration est arrêtée; l'animal meurt.

La grotte du Chien à Naples est remplie de ce fluide aériforme.

Ce gaz est impropre à la végétation.

Des racines tenues dans l'eau, imprégnées d'acide carbonique, y périssent.

Fleurs, feuilles, racines en contact avec le gaz acide carbonique.

Sennebier a même observé que des plantes qu'on fait croître dans l'eau, légèrement acidulée par ce gaz, transpirent beaucoup plus de gaz oxigène, parce que dans ce cas cet acide se décompose; et le principe charbonneux se combine et se fixe dans le végétal, tandis que l'oxigène est poussé au dehors.

Il se dissout dans l'eau, mais avec lenteur; plus l'eau est froide, plus elle en dissout.

Bergman a appelé cette eau, *eau aérée*.

Eau aérée de Bergman.

Appareil anglais pour aciduler l'eau.

C'est une machine inventée par le docteur Nooth, et perfectionnée par Parker et Magellan.

Le prix de l'appareil, sa fragilité, en ont presque fait abandonner l'usage.

On se sert communément de plusieurs appareils, beaucoup plus simples.

Petit tonneau suspendu avec moitié de gaz acide carbonique et moitié d'eau.

On peut se servir d'un petit tonneau avec moitié de gaz acide carbonique, et moitié d'eau, agité par la suspension dans l'air.

Appareil pour obtenir l'eau acidulée par la pression.

Appareil pour faciliter la dissolution du gaz acide dans l'eau.

Cet appareil peut servir à faire des carbonates de soude et de potasse, et en général à mêler tous les gaz qui se refusent à s'unir à des liquides, parce qu'on renouvelle les surfaces.

A B, flacons destinés à agir alternativement; on y met de la craie, et on verse de l'acide sulfurique, étendu d'eau par un tube à colonne de fluide élevé, qui puisse contre-balancer l'expansion du gaz, et forcer aussi l'acide de se combiner avec l'eau; le tube venant de G à la cloche I, est pour saturer de l'acide en gaz, quand on veut: E et F, flacons qui doivent être égaux de capacité. On met l'eau qu'on veut aciduler en E, on pourrait à la rigueur la mettre en C; on peut cependant laisser le premier flacon pour recevoir l'acide impur qui passerait : mais alors il ne faudrait pas que la branche qui vient du flacon F y plongeât.

Quand la pression s'exerce en E, elle se com-

munique en G et en F, et même en D par les siphons; ce qui promène successivement la liqueur; et quand tout ce fluide est arrivé, on fait agir l'acide sur la craie en B, qui presse à son tour, et renvoie de l'autre côté, et ainsi de suite alternativement.

On peut encore voir l'appareil du citoyen Welter, décrit, *Annales de Chimie*, tome 27.

Appareil de Welter.

L'eau saturée de gaz acide carbonique, ne diffère des eaux minérales naturelles, que par d'autres principes qu'elles tiennent en dissolution.

Elle est plus pesante que l'eau distillée; elle rougit les papiers bleus.

Si l'on en met sous le récipient de la machine pneumatique, et que l'on fasse le vide, elle bout beaucoup plus vite que l'eau simple; et cependant le gaz, en se dégageant, enlève du calorique et occasionne un froid, qui doit ralentir l'action du feu; aussi l'eau bout, et le thermomètre est loin de marquer 60 degrés.

Eau acidulée sous la machine pneumatique.

L'eau, chargée d'acide carbonique, perd cet acide par sa seule exposition, un peu prolongée à l'air.

Mettre de l'eau acidulée en contact avec l'air atmosphérique.

Le calorique dégage rapidement cet acide, même avec une sorte d'effervescence. Les dernières portions tiennent très-fort à l'eau, et il faut même les faire bouillir long-temps pour les chasser; tant il est vrai que les dernières molécules d'un composé tiennent fortement.

Eau acidulée en ébullition pour en recueillir le gaz.

Expériences faites sur l'eau de chaux avec l'eau acidulée, et avec l'air expiré.

Cet acide liquide précipite l'eau de chaux; quand la chaux est saturée de cet acide, le précipité est insoluble : mais si on ajoute encore de l'acide, le précipité disparaît. Il faut observer que ce n'est plus la chaux qui est dissoute, mais bien le composé carbonate de chaux qui s'était formé; on le prouve en versant dessus de la potasse caustique : cette potasse ne s'empare que de l'excès d'acide, et le carbonate de chaux reparaît.

Avec l'air expiré des poumons, on a un effet semblable.

Lavoisier a prouvé que la respiration était une combinaison continuelle de l'air atmosphérique avec l'hidrogèneet le carbone du sang. On voit cette eau en vapeurs, lors de la respiration à l'air froid; c'est ce qu'on appelle la transpiration pulmonaire : il se dégage aussi du gaz acide carbonique.

Il est incontestable que le gaz acide carbonique est composé de carbone et d'oxigène; l'expérience va nous démontrer la vérité de cette assertion.

Carbonate de soude décomposé par le phosphore.
A. Opération faite et masse noire.
B. Sel dissous, et carbone à part.
C. Opération prête à faire pendant la leçon.

On prend un tube de verre, fermé à un bout, on y introduit d'abord un peu de phosphore, et ensuite du carbonate de soude, desséché et réduit en poudre fine; on met ordinairement une partie de phosphore sur cinq de carbonate de soude : on ferme ensuite le tube à la lampe, en le finissant par un petit tube capillaire. On place ce tube au milieu d'un fourneau, de manière que l'extrémité du tube où se trouve le phosphore, n'éprouve pas le contact du calorique; on le fait passer par la

grille du fourneau, on entoure ensuite le tube de charbon allumé, et on chauffe jusqu'à ce que le carbonate soit fondu : dans cet état, on lève le tube, et on échauffe le phosphore.

Le phosphore brûle, décompose le carbonate de soude ; il se forme du phosphate de soude, et le carbone de l'acide carbonique reste à nu : il se dégage d'abord un peu de gaz hidrogène phosphoré.

On emploie donc ici deux affinités ; 1°. l'affinité de l'oxigène pour le phosphore ; 2°. l'affinité de l'acide phosphorique, qui s'est formé pour la soude.

Pour avoir le carbone résultant de l'expérience, on prend la masse noire et on la lave avec de l'eau distillée, on filtre. Le phosphate de soude reste en dissolution dans la liqueur, et le carbone se dépose.

Expérience de Clouet. *Voyez* la leçon sur le fer.

Nous devons encore au citoyen Clouet une expérience très-ingénieuse, et en même temps très-simple, qui prouve la possibilité de décomposer l'acide carbonique, pour former de l'acier.

A la leçon du fer, on trouvera les détails de cette expérience.

Onzième Leçon.

Acide phosphorique et phosphoreux.

On doit refaire les deux expériences suivantes, pour rappeler comment on obtient cet acide.

Combustion rapide du phosphore pour avoir l'acide phosphorique en flocons blancs.

Faire passer un courant d'air vital à travers le phosphore fondu au-dessous de l'eau.

ONZIÈME LEÇON.

Acide phosphorique et phosphoreux.

On croyait autrefois que cet acide existait tout formé dans le phosphore; mais Lavoisier a démontré qu'il était une combinaison du phosphore avec l'oxigène.

Procédés pour obtenir l'acide phosphorique.

1°. Combustion rapide du phosphore dans le gaz oxigène;

2°. Faire passer un courant d'air vital à travers le phosphore fondu sous l'eau;

Ces expériences sont décrites à la leçon sur le phosphore;

3°. Par la décomposition des os;

4°. Par l'acide nitrique.

En traitant ces corps, nous décrirons leur action et la manière d'opérer. *Voy.* les Leçons sur les os, et sur l'acide nitrique.

Propriétés de cet acide.

Obtenu sans addition d'eau, et dans l'air vital, il est sous la forme de flocons blancs, neigeux, légers, déliquescens, et d'une saveur acide très-forte.

Exposé à l'air, il en attire puissamment l'humidité.

Acide phosphorique concret, exposé à l'air.

Mis en contact avec l'eau, il s'y fond facilement, et donne un fluide blanc, sans odeur, d'une consistance huileuse, très-pesant.

Acide phosphorique liquide.

Si on l'expose à l'action du feu dans une cornue, on en retire un phlegme pur; l'acide se concentre, devient même plus pesant que l'acide sulfurique. Il prend peu-à-peu de la consistance, de l'opacité; et en le laissant épaissir davantage, il devient comme une gelée.

Distillé dans des vaisseaux clos.

Acide phosphorique épais.

Acide phosphorique épaissi en gelée.

Poussé à un feu violent, il se fond en un verre transparent, dur, très-électrique.

Acide phosphorique bien pur, vitrifié.

Si on expose à l'air cet acide phosphorique vitreux, il se ramollit, et finit par se liquéfier totalement.

Acide phosphorique vitreux ramolli à l'air, et devenu liquide.

Acide phosphorique et gaz hidrogène.

On prend de l'acide phosphorique vitreux, on le met dans un tube de porcelaine, on adapte à son extrémité supérieure, l'appareil pour obtenir le gaz hidrogène; l'autre extrémité est garnie d'un tube qui va plonger dans un flaçon à deux tubulures, d'où part un second tube qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique. On fait rougir le tube pour fondre l'acide phosphorique, et l'on fait passer à travers le gaz hidrogène.

Acide phosphorique fondu dans un tube de porcelaine, et traversé rouge par du gaz hidrogène.

L'hidrogène enlève l'oxigène à l'acide; il se forme de l'eau, et l'on retrouve après l'opération du phosphore dans le tube.

Acide phosphorique chauffé avec du charbon dans l'appareil distillatoire.

Description de l'appareil.

Acide phosphorique et charbon.

On prend de l'acide phosphorique en consistance de gelée, on y ajoute de la poudre de charbon, et bien sec, environ le quart du poids du phosphore, ou jusqu'à ce que la matière devienne friable. On fait dessécher le mélange dans une chaudière de fonte, jusqu'à ce que la plus grande partie de l'humidité soit dissipée. On introduit ensuite le mélange dans une cornue de terre lutée, et on se sert pour récipient d'une cornue renversée, dans laquelle on met de l'eau.

Récipient en cuivre de Pelletier.

Au lieu d'une cornue, Pelletier se sert d'un récipient en cuivre, qui est fait d'après l'idée d'une cornue renversée. On met de l'eau dans ce récipient, de manière que le phosphore, à mesure qu'il passe, est arrêté, et n'a pas contact avec l'air. Par-là, il y a une grande quantité de phosphore qui échappe à la combustion, puisqu'il faut qu'il passe à travers une colonne d'eau d'environ un décimètre et demi, avant qu'il n'ait le contact de l'air.

L'appareil ainsi monté, on chauffe par degrés la cornue, jusqu'à l'incandescence, dans un fourneau de réverbère.

Gaz hidrogène phosphoré, qui se dégage pendant cette opération.

Au commencement de l'opération, il se dégage du gaz hidrogène et de l'acide carbonique, provenant de la décomposition de l'eau par le charbon. Lorsque l'acide phosphorique commence à être décomposé, le gaz hidrogène dissout un peu de phosphore, qui lui donne la propriété de luire

dans l'obscurité par le contact de l'air ; enfin, dès que la chaleur est assez forte, le phosphore prend la forme d'une huile qui tombe dans l'eau du récipient où il se fige.

Phosphore qui en provient.

Cette expérience fait voir qu'à une haute température, le carbone a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a le phosphore ; que celui-ci en a plus que l'hidrogène, puisque l'eau est décomposée avant l'acide phosphorique : enfin, que l'hidrogène peut dissoudre une certaine quantité de phosphore. Il paraît que l'eau du récipient retient de l'hidrogène phosphoré ; car lorsqu'on l'expose à l'air dans l'obscurité, même après avoir été filtrée, elle répand des flammes phosphoriques, très-brillantes, sur-tout lorsqu'on renouvelle ses surfaces en l'agitant.

Acide phosphorique chauffé avec de l'oxide de phosphore.

Si l'on fait chauffer de l'acide phosphorique sur de l'oxide de phosphore, l'oxide de phosphore change l'acide phosphorique, en acide phosphoreux.

Acide phosphorique et soufre.

Le soufre ne décompose pas l'acide phosphorique.

Acide phosphorique et métal.

L'acide phosphorique s'unit aux oxides métalliques, et forme des sels qui sont encore peu connus.

Acide phosphoreux.

Acide phosphoreux.

Appareil à faire l'acide phosphoreux.

Cet acide ne s'obtient que par la combustion lente ; on l'abandonne à lui-même, en le laissant tomber en quelque façon en *déliquium* à l'air dans un entonnoir placé sur un flacon. *Voy.* le détail de l'expérience, *Leçon* sur le phosphore, *page* 62.

Acide phosphoreux liquide.

A mesure que l'acide phosphoreux se forme, il s'empare d'une portion d'humidité de l'air, et coule dans le flacon.

On peut encore préparer cet acide, en décomposant l'acide phosphorique, et il s'en dégage toujours une certaine quantité dans l'opération du phosphore.

On peut regarder l'acide phosphoreux comme de l'acide phosphorique, tenant un peu de phosphore en dissolution.

Cet acide prend une odeur fétide et désagréable lorsqu'on le frotte, et sur-tout lorsqu'on le chauffe ; une partie se volatilise sous la forme d'une vapeur blanche, très-âcre et très-piquante : il est donc plus volatil que l'acide phosphorique.

Acide phosphoreux chauffé dans un tube souflé en boule jusqu'à ce que le phosphore s'en échappe et brûle ; pour le caractériser.

Si on fait cette expérience dans un tube souflé en boule, ou dans une fiole à médecine, il s'élève du milieu des flammèches de phosphore qui s'enflamment à l'air, ce qui n'arrive pas à l'acide phosphorique qui est saturé d'oxigène : en chauffant ainsi l'acide phosphoreux, il devient acide phosphorique ; il paraît que les parties qui se volatilisent au feu, sont les plus susceptibles de se dégager par le calorique, et sont les moins saturées d'oxigène ; et que c'est lorsqu'elles se sont ainsi dégagées, que le reste est acide phosphorique, et même les bulles brûlées, se saturant d'oxigène, retombent en partie dans l'acide phosphoreux.

Cette propriété suffirait seule pour distinguer cet acide de l'acide phosphorique.

DOUZIÈME LEÇON.

Acide sulfurique et sulfureux.

Douzième Leçon.

Acide sulfurique et sulfureux.

Le soufre, comme nous l'avons déjà vu, ne brûle qu'en raison du gaz oxigène qui se combine avec lui.

Procédés pour obtenir cet acide.

Les procédés qu'on peut mettre en usage, pour obtenir l'acide sulfurique, se réduisent à deux.

1°. A l'extraire des substances qui le contiennent;

2°. A le former de toute pièce.

Différentes dénominations de cet acide.

Dans le premier cas, on distille les sulfates de fer, ou vitriol de fer, de cuivre, de zinc, même ceux d'alumine et de chaux; d'où vient à cet acide, le nom de *vitriolique* qu'on lui avait donné, et suivant ses divers degrés de concentration, *esprit* de *vitriol*, *huile* de *vitriol*, et *huile de vitriol glacial*; mais aujourd'hui on retire du soufre presque tout celui qui est employé dans les arts, par un procédé beaucoup moins dispendieux.

Chambre de plomb. Sa construction et ses dimensions.

Quantités nécessaires de soufre et de nitrate de potasse, pour obtenir une quantité donnée d'acide sulfurique.

A cet effet, on construit une chambre garnie en plomb. Supposons ici que l'on veuille fabriquer par jour cent cinquante kilogrammes d'acide, une chambre de quatre-vingt-dix-sept décimètres de long sur autant de large, et sur soixante-cinq de hauteur, suffit pour obtenir cette quantité; et pour quarante-neuf kilogrammes d'acide, il ne faut que

trente-cinq kilogrammes de soufre sur trois kilogrammes, quatre dixièmes de nitrate de potasse.

Combustion rapide du soufre, simulacre d'appareil seulement. *Voyez* la leçon sur le soufre.

L'acide sulfurique est donc le résultat de la combustion du soufre, qui, en brûlant, se combine avec la base de l'air vital, ou oxigène, qui se trouve dans l'air atmosphérique, et dans le nitre ajouté au soufre; on enflamme le mélange, et l'on en reçoit les vapeurs dans la chambre, dont l'intérieur est revêtu de plomb, et dont le fond est couvert d'une couche d'eau; dans ce deuxième cas, c'est du soufre complètement brûlé : on forme donc cet acide de toute pièce.

Acide sulfurique concentré impur.

Sortant de la chambre, l'acide sulfurique est noir, impur, n'est pas concentré, est mêlé d'une certaine quantité d'eau surabondante, et retient l'odeur de l'acide sulfureux, et un peu d'acide nitreux; mais en le laissant quelque temps exposé à l'air, l'odeur de l'acide sulfureux se dissipe. Cependant ce moyen ne suffit pas; alors on le fait évaporer dans des cornues ou dans des vases ouverts : par cette opération, on le prive en même temps de l'acide nitreux.

Le même, mis en rectification dans une cornue.

Acide sulfurique rectifié et blanchi.
Acide sulfurique distillé jusqu'à siccité.

Si on veut l'avoir parfaitement pur, il faut, après avoir séparé la première portion, qui est foiblement acide, continuer la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liqueur dans la cornue.

Résidu obtenu de la distillation de l'acide sulfurique du commerce.

On trouve pour résidu un peu d'alcali qui provient du nitre, et qui reste combiné avec de l'acide sulfurique en excès, c'est du sulfate acide de

potasse ; souvent aussi on trouve un peu de sulfate de plomb.

Il faut pour cette rectification choisir une cornue qui ne soit pas élevée, et bien l'assujettir dans le fourneau, pour éviter que les mouvemens qu'occasionne l'ébullition de l'acide, ne la fasse pas casser.

Il ne faut qu'une très-petite quantité de substance végétale ou animale, pour donner à cet acide une couleur brune.

Soufre et acide muriatique oxigéné.

On peut encore convertir le soufre en acide sulfurique, par l'acide muriatique oxigéné. *Voy.* cet acide.

Acide nitrique et soufre.

En distillant de l'acide nitrique sur du soufre, on peut encore obtenir de l'acide sulfurique. *Voy.* pour le détail de l'expérience, la leçon sur l'acide nitrique.

Caractères de cet acide.

Acide sulfurique pur et concentré.

Il est épais, coule en stries comme de l'huile ; il n'a pas d'odeur, il brûle, il carbonise, il détruit toutes les matières végétales et animales, il blesse profondément, il faut le manier avec précaution. Il pèse beaucoup plus que l'eau distillée, et rougit fortement les couleurs bleues végétales.

Acide sulfurique concentré, exposé au moment même à l'air.

Cent parties pesées exactement.

Le même exposé depuis quelques heures, et son augmentation appréciée.

Exposé à l'air, l'acide sulfurique augmente de pesanteur absolue, parce qu'il absorbe très-promptement l'humidité de l'atmosphère ; mais d'un autre côté, il s'affaiblit et perd de sa pesanteur spécifique.

Acide sulfurique et gaz hidrogène.
A froid. — Nulle action.
A chaud. — Décomposition.

Pour faire cette expérience, on adapte à un tube de porcelaine, qui traverse un fourneau, deux tubes de verre; l'un communique à un appareil pour obtenir le gaz hidrogène, l'autre à une cornue qui contient de l'acide sulfurique pur et concentré : l'extrémité inférieure est garnie d'un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à mercure, afin d'obtenir le gaz acide sulfureux.

On fait ensuite chauffer le tube de porcelaine, et l'on y fait passer d'abord de l'acide sulfurique bouillant, ensuite le gaz hidrogène.

Cette expérience est dangereuse, souvent il y a de fortes détonnations.

Acide sulfurique et carbone.

A froid, l'acide sulfurique n'est point décomposé par le carbone.

A chaud, on le change en acide sulfureux; il suffit pour cela de mettre du charbon en poudre, et bien sec, dans une cornue : on verse dessus de l'acide sulfurique, et l'on chauffe. Si l'on a adapté un tube à la cornue, on peut obtenir du gaz acide carbonique.

Acide sulfurique et phosphore.

D'après les expériences de Pelletier, l'acide sulfurique n'est point décomposé par le phosphore.

Acide sulfurique et soufre.

L'acide sulfurique n'est point décomposé par le soufre pur.

Si on fait bouillir de l'acide sulfurique sur du soufre en oxide rouge, l'acide sulfurique passe à l'état d'acide sulfureux.

Acide sulfurique et soufre à l'état d'oxide rouge.

Certains métaux décomposent l'acide sulfurique ; on obtient alors du gaz sulfureux.

Acide sulfurique et métal.

D'autres, au contraire, ont besoin d'être brûlés avant de se dissoudre dans l'acide sulfurique ; dans ce cas, ils décomposent l'eau, mais, au lieu de gaz sulfureux, il se dégage du gaz hidrogène : c'est ainsi que se comporte principalement la dissolution de zinc et de fer, par l'acide sulfurique aqueux.

Résultat : Gaz acide sulfureux, ou gaz hidrogène.

Avec l'eau, l'acide sulfurique concentré, a une très-grande affinité, ainsi qu'avec le calorique. Quand l'acide se méle à l'eau, la chaleur s'élève, et le bruit excité dans son union, vient de l'air contenu dans l'eau. Le mélange s'échauffe jusqu'à 120 degrés, aussi peut-on y faire bouillir de l'eau.

Acide sulfurique concentré mêlé avec l'eau.

Quatre parties d'acide sulfurique et une d'eau, donnent une très-forte chaleur.

A une basse température, quand l'acide est pur, il se congèle et se cristallise en prismes à six pans. Il faut le mettre congeler dans un mélange de sel et de glace et l'y remuer : c'est ce qu'on appelait acide sulfurique glacial.

Acide sulfurique glacial.

L'acide sulfurique est décomposé par tous les combustibles. Les pailles noircissent dans cet acide, parce que l'hidrogène, principe de la végétation s'y combine avec l'oxigène, et met à nu le carbone du végétal ; telle est aussi la théorie de la carbonisation de tous les végétaux.

Acide sulfurique concentré mis en contact, avec de la paille, de la sciûre debois, etc.

Acide sulfureux.

Acide sulfureux.

Le second dégré d'oxigénation du soufre, donne cet acide.

On peut l'obtenir de deux manières.

1°. Combiner le soufre avec la quantité d'oxigène seulement, dont il a besoin pour devenir acide sulfureux.

Manière d'obtenir le gaz acide sulfureux.

2°. Séparer de l'acide sulfurique, la portion de ce principe excédent à la nature de l'acide sulfureux.

Décomposition de l'acide sulfurique par le mercure.

Pour préparer cet acide, on prend une partie de mercure et deux d'acide sulfurique : on met ces matières dans un matras à long col, auquel est adapté un tube recourbé, qui plonge au fond de l'eau contenue dans un flacon de Woulf; l'acide sulfurique, qui se dégage en même temps que le gaz acide sulfureux, est arrêté et dissout dans l'eau de ce premier flacon : de celui-ci, part un second tube destiné à conduire le gaz acide sulfureux dans des cloches, placées sur le mercure, ou dans des bouteilles remplies d'eau, si on veut l'avoir liquide.

Gaz sulfureux reçu dans l'eau.

Le deuxième moyen est de brûler lentement du soufre.

Procédé de la cloche pour faire de l'acide sulfureux.

On met, dans une petite capsule de terre, ou de porcelaine, du soufre sublimé : on fait légèrement chauffer la capsule, ainsi que le soufre, on y met le feu avec un charbon ; et, quand il est bien enflammé, on recouvre le soufre d'une cloche pleine d'air : on la pose sur une assiette, en entoure l'appareil d'eau. Il s'élève une fumée blanche,

blanche, qui se dissout dans l'eau ; cette eau devient acide ; c'est l'acide sulfureux.

Le gaz sulfureux n'est nuageux sous la cloche, que parce qu'il se combine avec l'eau que contenait l'air de la cloche ; car, dans un air bien sec, il reste fort transparent.

On appelait autrefois cet acide, *esprit de soufre.*

Le gaz acide sulfureux est invisible et élastique, il a une odeur vive et pénétrante, ne peut servir ni à la combustion, ni à la respiration. Sa saveur est vive, chaude et piquante.

Ce gaz est acide : il rougit et décolore la plupart des couleurs bleues végétales.

Teinture de tournesol.

Il a la propriété de blanchir la soie et de lui donner du lustre.

Sa pesanteur est plus que double de celle de l'air atmosphérique.

Exposé à une haute température, Priestley, Bergman et Berthollet, disent qu'il dépose du soufre ; mais, Fourcroy et Vauquelin, d'après de nouvelles expériences, nient le fait.

Il se combine lentement avec l'oxigène ; mais, à la longue, on obtient de l'acide sulfurique.

Gaz acide sulfureux et gaz hidrogène,

Il n'y a point d'action à froid entre le gaz hidrogène et le gaz acide sulfureux ; mais, si l'on fait passer dans un tube de porcelaine rouge un mélange de trois parties en volume de gaz hidrogène, et d'une partie de gaz acide sulfureux, celui-ci est décomposé : il se forme un peu de gaz hidrogène sulfuré, et il se dépose à l'extré-

mité du tube opposée à celle par où on a fait passer les gaz, des cristaux de soufre très-abondans.

Appareil à faire du soufre avec de l'acide sulfurique par l'hidrogène, et de l'acide sulfurique avec de l'acide sulfureux par l'oxigène.

On peut présenter, dans le même appareil, deux résultats propres à démontrer la nature de l'acide sulfureux, l'un, avec le gaz oxigène, et l'autre, avec le gaz hidrogène.

Explication de l'appareil.

A, fourneau; B, cornue dans laquelle on a mis une partie de mercure, et deux d'acide sulfurique : l'acide sulfurique se décompose, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Ce dernier passe par un tube recourbé C, et vient dans le réservoir commun G, où aboutit aussi un tube D, auquel on adapte une vessie F, monté d'un ajutage à robinet en cuivre E, sur le tube D, afin qu'en pressant la vessie, on puisse injecter à volonté, sur le gaz acide sulfureux, qui passe en G, soit de l'oxigène, soit de l'hidrogène, suivant que la vessie contient l'un ou l'autre de ces gaz. On doit mettre dans le réservoir G, un peu de mercure qui, en s'oxidant, purifie d'autant le gaz acide sulfureux. G'', est un tube pour continuer la conduite; H, canon de verre luté, ou de porcelaine, susceptible de supporter une très-haute température, et qui traverse le fourneau H'; I, tube recourbé, adapté au tube de porcelaine, et qui vient aboutir dans un flacon à deux tubulures K, dans lequel on met un peu d'eau. De la deuxième tubulure part un tube

Appareil à faire du soufre avec de l'acide Sulfurique par l'Hidrogene.

Girard del.

Delettre Sculp.



de sûreté recourbé, qui va plonger sous une cloche N, dans le mercure, ou dans la cuve à eau, pour recueillir le reste des gaz.

Si on presse la vessie, qui contient de l'hidrogène sur le gaz acide sulfureux, et qu'on la fasse traverser ensemble le tube de porcelaine, chauffé au rouge; à cette température, l'hidrogène s'empare de l'oxigène, de l'acide sulfureux, et le soufre se précipite sur les tubes et sur les parois du flacon. L'hidrogène se combine avec l'oxigène, fait de l'eau, et l'excédent du gaz hidrogène non combiné devient libre, et va passer sous la cloche N.

Si on substitue à la vessie une autre remplie de gaz oxigene, ce gaz passe avec le gaz acide sulfureux, se combine avec le gaz acide, et lui rend l'oxigène qu'il avait perdu, en oxidant le métal dans la cornue : il se fait de l'acide sulfurique, qui se dissout dans l'eau du flacon G. Cette expérience, qui ne peut réussir qu'à une haute température, démontre qu'alors l'hidrogène a plus d'affinité avec l'oxigène qu'avec le soufre, ce qui n'a pas lieu à froid.

Ainsi, on change l'acide sulfureux en acide sulfurique avec l'oxigène, à une haute température, et on décompose, par l'hidrogène, l'acide sulfureux; et, lui ôtant la portion d'oxigène qui le contenait acide, le soufre reste à nud.

Gaz acide sulfureux et phosphore.

Le phosphore n'a aucune action sur l'acide sulfureux.

Acide sulfureux et carbone.

En chauffant de l'acide sulfureux avec du carbone, on obtient du soufre, et il se dégage un peu de gaz hidrogène sulfuré.

Gaz acide sulfureux et eau.

Dans l'eau refroidie par la glace, la combinaison se fait avec tant de rapidité, que pas une seule bulle ne parvient jusqu'à la surface de la liqueur; la glace du bain se fond très-promptement, ce qui indique un dégagement considérable de calorique, l'eau à cette température augmente de 0,15, de son poids, où d'à-peu-près le 7e. La pesanteur specifique de l'acide sulfureux liquide saturé, est à celle de l'eau distillée :: 1020 : 1000.

Exposé à la température de 15 + 0, cette eau saturée se remplit d'une infinité de petites bulles; c'est du gaz acide sulfureux, qui ne peut plus à ce degré rester combiné à l'eau.

Si l'on plonge un vase plein d'acide sulfureux liquide dans l'eau, il bout avec une rapidité étonnante, et la liqueur perd une grande partie de son odeur et de son acidité. L'eau saturée d'acide sulfureux, se gèle à quelques degrés au dessous de 0; mais il ne se dégage pas un atôme de gaz, comme cela arrive avec l'acide carbonique; l'acide sulfureux a donc plus d'affinité pour l'eau.

Acide sulfurique imprègné de gaz acide sulfureux. — Fumant. — Acide sulfurique fumant de Hoorthausen, mis en distillation.

Si on fait passer dans de l'acide sulfurique concentré, du gaz acide sulfureux, on obtient un acide concret, qui se sublime au col de la cornue.

TREIZIÈME LEÇON.

Acide nitrique.

Treizième Leçon.

Acide nitrique.

L'acide nitrique est un des plus importans pour ses grands usages, et sur-tout pour son utilité en chimie ; il donne si facilement son oxigène aux corps combustibles, qu'il a été un instrument à découvertes.

Les anciens chimistes n'ont pas connu l'acide nitrique blanc, ils l'ont décrit très-rouge, répandant des vapeurs jaunes, etc.

Distillation du nitrate de potasse avec de l'acide sulfurique.

L'acide nitrique s'extrait d'un sel connu dans les arts sous le nom de salpêtre. *Voyez*, pour la manière de l'extraire, la Leçon sur le nitrate de potasse.

Acide nitrique blanc et lourd; fumant en blanc.

Lorsque cet acide est pur et concentré, il est lourd, et fume en blanc.

Acide nitrique mis en distillation.

Lorsqu'on distille de l'acide nitrique concentré, dans une cornue de verre à l'appareil pneumato-chimique, à l'aide d'une température assez forte pour le faire bouillir, il s'en dégage une vapeur rouge, qui se condense dans le récipient, en un liquide de la même couleur, et il passe dans la cloche un peu de gaz oxigène.

Acide coloré, distillé de manière à obtenir la vapeur nitreuse; l'acide nitrique blanc restant dans la cornue.

On met dans une cornue de l'acide nitrique coloré, on y adapte un ballon, dans lequel on met un peu d'eau. On pose la cornue sur un bain

de sable, et l'on distille : il se dégage une vapeur rouge, et l'acide devient blanc.

Acide nitrique affaibli à l'air.

Si on laisse de l'acide nitrique très-concentré en contact avec l'air atmosphérique, il s'empare de l'humidité contenu dans l'atmosphère, et il s'affaiblit.

Acide nitrique jauni par la lumière.

Si on expose à la lumière de l'acide nitrique très-pur, on parvient à le décomposer.

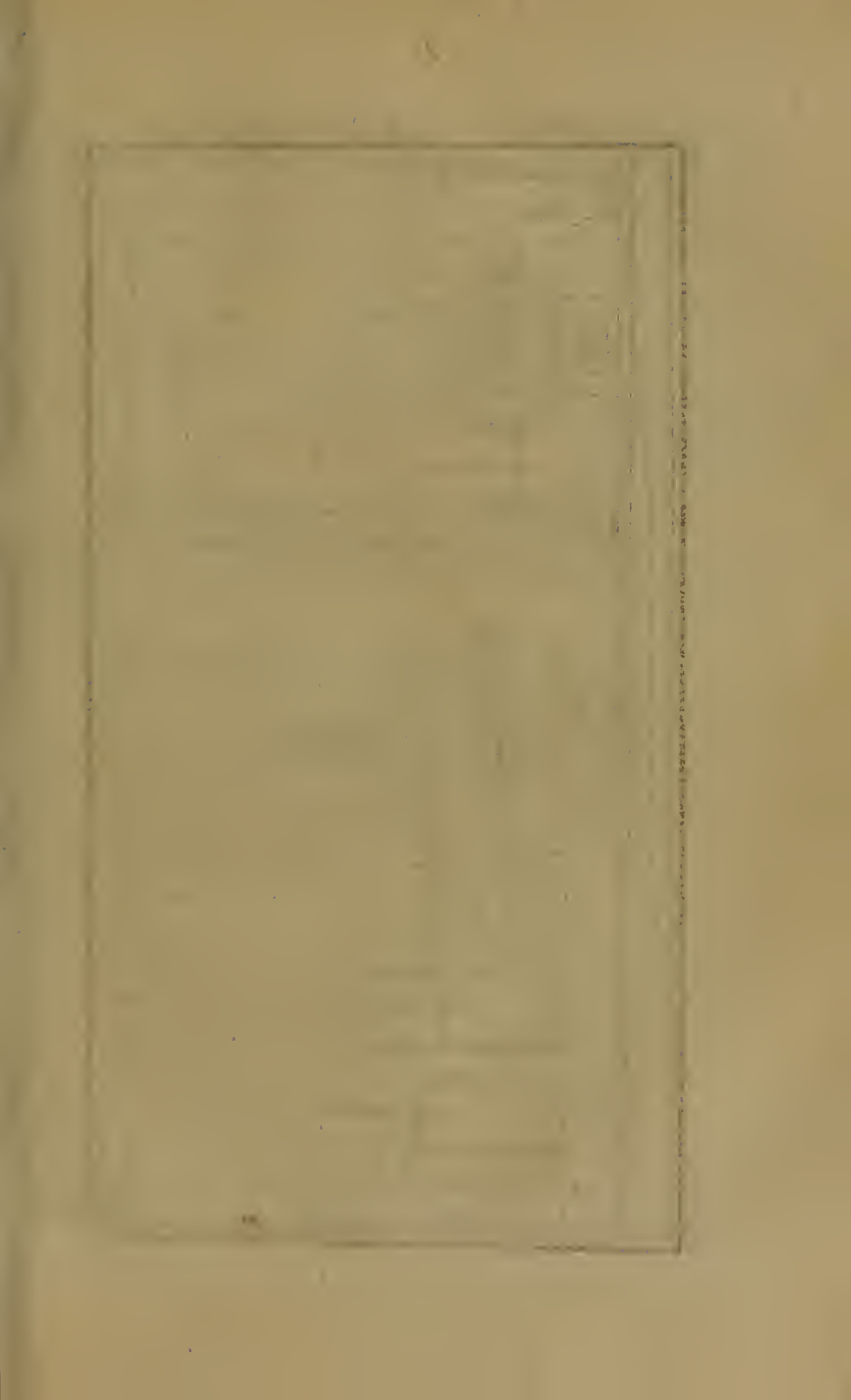
A cet effet, on met dans un flacon de l'acide nitrique très-pur, on y adapte un tube recourbé, qui va plonger sous un cloche remplie d'eau, à l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin que le tube ne touche pas à l'acide : au bout de quelque temps l'acide change de couleur, il devient jaune, vert, ensuite rouge, et il se dégage du gaz oxigène.

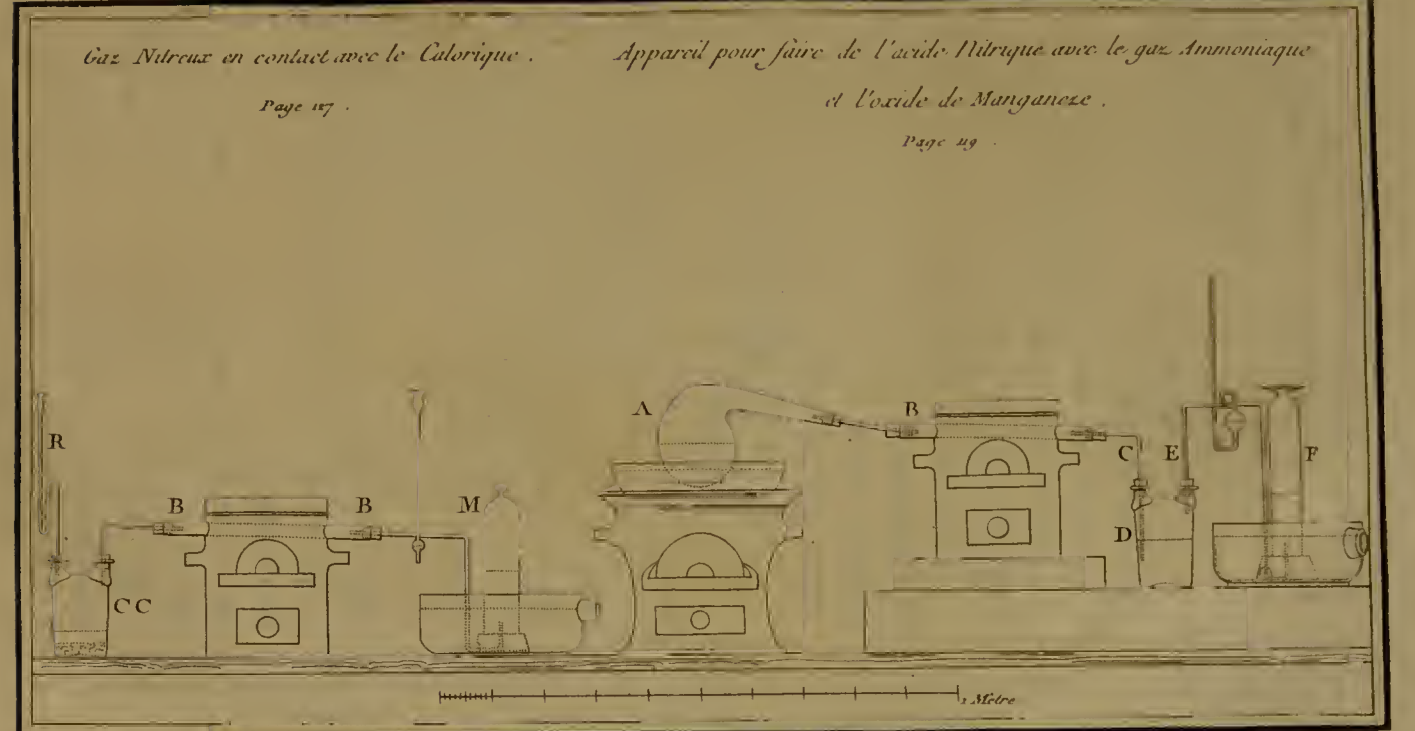
Ce n'est pas l'affinité de la lumière pour l'oxigène, qui décompose l'acide nitrique, c'est qu'en même-temps, il y a une grande affinité entre l'acide nitrique, et le gaz nitreux qui se forme.

L'action de la lumière ne peut aller jusqu'à enlever tout l'oxigène à l'acide nitrique, et le réduire en état d'azote ; mais, en poussant l'expérience, on peut décomposer l'acide nitrique en gaz nitreux.

Décomposer l'acide nitrique en le faisant passer à travers un tube de porcelaine rouge.

On décompose encore l'acide nitrique, en le faisant passer à travers un tube de porcelaine incandescent de 7 à 8 décimètres de long ; si le tube est bien rouge, il passe de l'oxigène, et le résidu est de l'azote : quand le tube n'est pas




Gaz Nitreux en contact avec le Calorique.
Page 117.
Appareil pour faire de l'acide Nitrique avec le gaz Ammoniaque et l'oxide de Manganeze.
Page 119.
R
CC
B
B
M
A
B
C
D
E
F
1 Mètre
Girard del.
Delettre Sculp.

assez chaud, il arrive qu'il passe beaucoup d'acide nitrique, qui n'est pas décomposé; souvent même cet acide nitrique prend de l'azote, et il se forme ainsi de l'acide nitreux. Par cette décomposition on obtient une sorte d'air atmosphérique; on ne peut décomposer ainsi de l'acide nitreux.

On peut faire de l'acide nitrique, en faisant passer du gaz ammoniaque sur de l'oxide de manganèse.

Appareil pour faire de l'acide nitrique avec le gaz ammoniaque et l'oxide de manganèse.

Comme cette expérience, et celle ci-dessus, peuvent être faites avec le même appareil, la description que je vais en donner, servira pour l'une et pour l'autre.

A, cornue contenant huit parties d'ammoniaque liquide, bien chargée, B, tube de porcelaine ajusté à la cornue, et qui traverse un fourneau, dans lequel on met trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre à son extrémité C, est un tube recourbé, qui va plonger dans un flacon à deux tubulures D, qui contient le quart de son volume d'eau distillée : il est essentiel, en cas d'absorption, de ne point plonger le tube dans l'eau; il n'a besoin que de toucher la surface de la deuxième tubulure E, par un tube de sureté, qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique F. On fait rougir le tube et on chauffe ensuite l'ammoniaque, il passe d'abord des vapeurs rouges, ensuite une fumée blanche, c'est de l'azote et de l'eau en vapeurs; il se forme après du nitrate d'ammoniaque. Il

arrive aussi, lorsque le tube n'est pas assez chaud, qu'il se dégage au commencement de l'opération un peu de gaz oxigène.

Si on évapore l'eau contenue dans le flacon, on obtient du nitrate d'ammoniaque, d'où on peut retirer l'acide nitrique, par l'acide sulfurique.

On trouve sous la cloche, 1°. de l'oxigène, qui vient du manganèse, qui se décompose plus vîte par le calorique que l'ammoniaque; 2°. du gaz hidrogène, qui provient de la décomposition de l'ammoniaque.

Acide nitrique et charbon.

Cet acide enflamme le charbon, mais il faut qu'il soit bien sec et chaud, et que l'acide nitrique soit bien concentré. Il se dégage du gaz nitreux et de l'acide carbonique; la fumée rouge que l'on apperçoit est due au gaz nitreux.

Fiole à médecine au bout d'une baguette.

Pour faire cette expérience, on met le charbon dans une petite terrine vernissée; d'une autre part, on prend un bâton, de la longueur d'un mètre de long, que l'on fend à l'une de ses extrémités; on l'écarte, et l'on y fait passer le goulot d'une fiole à médecine, on l'assujettit avec de la ficelle, de manière qu'elle ne vacille pas; l'artiste, par ce moyen, est à l'abri de tout danger. Quand on veut enflammer le charbon, on verse de l'acide nitrique dans la fiole, et on en arrose le charbon, qui s'enflamme sur-le-champ.

Acide nitrique et phosphore.

Le phosphore s'enflamme de même, et la fumée qui se dégage est de l'acide phosphorique;

cela prouve encore que, non-seulement l'acide nitrique tient de l'oxigène, mais encore que cet oxigène y est dans un état tout prêt à s'en dégager.

Acide nitrique et soufre.

Le soufre décompose aussi l'acide nitrique et le réduit en gaz nitreux ; car, ce n'est que jusque-là que le soufre a plus d'affinité avec l'oxigène, que l'acide nitrique, ou plutôt que l'azote, car le soufre n'attaque pas l'acide nitreux ; il se forme donc de l'acide sulfurique et de l'acide nitreux.

Acide nitrique distillé Avec { du soufre, du phosphore.

1°. Acide sulfurique résultant de cette distillation.

Si l'on met dans une cornue six parties d'acide nitrique, à 30 degrés contre une de soufre, et que l'on distille, on décomposera l'acide nitrique, il y aura dégagement de gaz nitreux, et il se formera de l'acide sulfurique.

Quand on veut opérer avec le phosphore, on prend une cornue tubulée, bouchée avec un bouchon de cristal : on met de l'acide nitrique à 30 dégrés, puis on introduit, par la tubulure, de petits morceaux de phosphore, on peut mettre six parties d'acide contre une de phosphore. On pose la cornue sur un bain de sable, on y adapte un récipient, et l'on chauffe légèrement. Le phosphore se dissout avec effervescence, en même temps, le gaz nitreux s'échappe, sous la forme de vapeurs rutilantes : on pousse alors le feu un peu plus fort pour chasser les dernières portions d'acide nitrique, et on trouve l'acide phosphorique dans la cornue, en partie sous forme concrète, et en partie sous forme liquide.

2°. Acide phosphorique provenant de cette décomposition.

Action de l'eau sur l'acide nitrique.

L'eau se combine à l'acide nitrique dans toutes proportions, et il se dégage du calorique pendant cette combinaison ; l'on peut faire monter le mercure dans le thermomètre de Réaumur, jusqu'à 35 dégrés, en employant deux parties de cet acide concentré, sur une partie d'eau.

Glace et acide nitrique.

En se servant de neige au lieu d'eau, il se produit des effets contraires ; c'est-à-dire, qu'il y a absorption de calorique : l'on peut faire descendre le thermomètre de o, jusqu'à 22 au dessous, en mêlant quatre parties de neige avec une partie d'acide nitrique ; en refroidissant, dans ce premier mélange de nouvel acide et de nouvelles glaces, en les mêlant ensuite au milieu de ce bain, l'on parvient à abaisser la température à 32 ou 33 dégrés — o —. Cette propriété de l'acide nitrique de produire un si grand froid avec la glace, dépend de la grande affinité qu'il a pour s'unir à l'eau, et force, en quelque sorte, la base avec laquelle il ne peut s'unir en cet état, d'enlever aux corps voisins le calorique, dont elle a besoin pour devenir liquide. Elle fournit aux chimistes des moyens très-utiles, dont ils ne font peut-être pas assez d'usage, pour étudier les propriétés des corps, à une basse température ; c'est elle qui a fait connaître que le mercure se solidifiait à 31 à 32 dégrés — o —.

De l'eau forte.

Ce que l'on appelle dans le commerce, de l'eau forte, n'est que de l'acide nitrique affaibli.

A l'article du nitrate de potasse, nous donne-

rons la manière de l'obtenir par l'argille, procédé que l'on emploie dans les arts.

Acide nitrique et métaux.

La plupart des métaux agissent sur l'acide nitrique, et lui font éprouver une altération, qui a, dans ces derniers temps, éclairé les chimistes sur la nature de ses principes.

Les métaux agissent de deux manières sur l'acide nitrique.

Acide nitrique et étain, ou antimoine pour l'oxider complètement.

1°. Ils s'oxident complètement, tels que l'étain, l'antimoine, etc., et décomposent entièrement l'acide nitrique.

Acide nitrique et cuivre pour extraire le gaz nitreux.

2°. Ils s'oxident et ne décomposent qu'en partie l'acide nitrique, tels que le cuivre, etc.

Par l'une ou l'autre expérience, on obtient du gaz nitreux.

L'acide nitrique du commerce contient souvent de l'acide muriatique et de l'acide sulfurique, très-nuisibles dans toutes les opérations; mais on le purifie.

Purification de l'acide nitrique par l'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge.

A cet effet, on met dans une cornue de verre de l'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge; on verse dessus de l'acide nitrique : un seizième du poids de l'acide suffit. On distille jusqu'à siccité.

Il reste dans la cornue, un muriate et un sulfate de plomb, si l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique.

Purification de l'acide nitrique par le nitrate de plomb, ou par le nitrate d'argent.

On peut encore employer le nitrate de plomb, ou d'argent; il se forme sur-le-champ un précipité, qui est du muriate de plomb, ou d'argent,

on décante ensuite l'acide, ou mieux l'on distille jusqu'à siccité.

Ce moyen est très-bon, lorsqu'il n'y a que de l'acide muriatique, mêlé à l'acide nitrique; mais lorsqu'il y a de l'acide sulfurique, je préfère le premier procédé, attendu que l'on forme en même temps un sulfate et un muriate de plomb.

QUATORZIÈME LEÇON.

Quatorzième Leçon.

Gaz nitreux et acide nitreux.

Gaz nitreux et acide nitreux.

On appelle gaz nitreux ce fluide aériforme qui se dégage pendant l'action du fer, du cuivre, de l'argent, du mercure sur l'acide nitrique.

Pour avoir cette substance pure, et exempte de gaz azote, comme il convient pour les essais eudiométriques, il n'est pas indifférent d'employer tel ou tel combustible ; car il en est qui exercent une action si forte sur l'oxigène, qu'ils en dépouillent entièrement quelques parties de l'azote, et alors le gaz nitreux est mêlé de gaz azote. L'argent et le cuivre sont les métaux qui conviennent le mieux pour cet objet; il est nécessaire que la densité de l'acide nitrique ne passe pas vingt à vingt-cinq degrés à l'aréomètre de Baumé ; sans cela son action est trop vive, le gaz nitreux se dégage trop rapidement, et peut faire briser l'appareil ; il est d'ailleurs beaucoup moins pur. Le citoyen Humboldt a démontré, par des expériences exactes, qu'en versant de l'acide nitrique sur le fil de cuivre, qu'il y avait une partie de l'acide qui se décomposait totalement; et que, par cette raison, le gaz nitreux se trouvait mélangé d'azote, mais qu'en employant une solution de sulfate de fer, le gaz nitreux était totalement absorbé, et que l'on pouvait évaluer la quantité

d'azote, qui monte de 0, 07 jusqu'à 0, 67, et même au-delà.

Voyez la Leçon sur le sulfate de fer.

Acide nitrique et cuivre.

Pour obtenir ce gaz, on prend de la limaille de cuivre très-pur, on la met dans une fiole à médecine, ou dans un petit matras; on verse dessus de l'acide nitrique à vingt ou vingt-cinq degrés, on bouche la fiole avec un bouchon de liege, auquel est adapté un tube de verre, dont l'extrémité recourbée plonge dans la cuve pleine d'eau de l'appareil pneumato-chimique; on place sur la tablette de la cuve une cloche pleine d'eau, qui corresponde à l'orifice du tube recourbé : les choses ainsi préparées, on expose le mélange renfermé dans la fiole à une très-douce chaleur.

Gaz nitreux dans plusieurs flacons.

Il y a effervescence et dégagement de gaz nitreux.

Gaz nitreux pur dans un flacon avec un papier bleu.

Ce gaz est un fluide élastique sans couleur, ni saveur sensible, ne rougissant pas la teinture de tournesol.

Il est nuisible à la respiration, ne peut alimenter la combustion, ni servir à la végétation : on croit qu'il préserve de la putréfaction.

Gaz nitreux en contact avec le calorique.

Le gaz nitreux a plus d'affinité avec le calorique que l'acide nitrique; aussi emploie-t-on cette propriété pour enlever le gaz nitreux qui souille l'acide nitrique.

Exposé à l'action du calorique dans un tube de porcelaine rougi au feu, il n'éprouve aucune altération; il paraît que ce corps n'est pas décom-

posé par la chaleur rouge, tandis que l'acide nitrique subit, par le même agent, une décomposition complète; il semblerait, d'après cette expérience, qu'il n'aurait dû perdre tout au plus que la portion d'oxigène, excédant à la composition de l'acide nitreux : c'est cependant ce qui n'arrive pas.

Description de l'appareil.

BB. Tube de porcelaine, traversant un fourneau; CC, limaille de cuivre et acide nitrique; R, tube de verre courbé en siphon, et terminé par un entonnoir : ce tube est ajusté au flaçon CC, dans lequel on a mis de la limaille de cuivre; c'est par ce tube que l'on verse l'acide nitrique. A l'extrémité inférieure du tube de porcelaine, on adapte un tube de sureté à boule, qui va plonger sous une cloche M.

Le gaz nitreux se dégage et passe à travers le tube de porcelaine incandescent, sans se décomposer.

Van Marum annonce que l'acide nitreux, à travers lequel on fait passer l'étincelle électrique, se réduit à un tiers de son volume; qu'il ne rougit plus avec l'air atmosphérique, mais qu'il se trouve converti en gaz azote, et en acide nitreux.

Gaz nitreux et oxigène.

On met dans un tube du gaz nitreux pur, et on le renverse dans une cuve pneumato-chimique, on y fait passer du gaz oxigène pur; on voit rougir la vapeur, c'est de l'acide nitreux qui se forme, et qui bientôt se dissout dans l'eau, en sorte qu'elle s'élève dans le tube : si le gaz oxigène et le gaz nitreux sont purs, ils ne reste aucun

bulle sous la cloche ; il faut avoir soin de faire passer doucement le gaz oxigène, pour n'en pas mettre trop. Pendant cette expérience, il se dégage du calorique jusqu'à 30 à 35 degrés du thermomètre. Si l'oxigène n'est pas pur, la bulle restant au haut de la cloche, est le résidu de l'azote, de l'hidrogène, ou du gaz acide carbonique, etc. que pouvait contenir le gaz oxigène ; car ce dernier est absorbé sur-le-champ par le gaz nitreux.

Lavoisier a observé que 0,73 de gaz nitreux peuvent absorber 0,40 de gaz oxigène. L'acide, qui résulte de cette combinaison, n'est pas parfaitement blanc ; il répand des vapeurs rouges, lorsqu'on l'unit avec les alcalis ou la chaux : des expériences du citoyen Humboldt vont éclairer sur cet objet.

1°. Si on combine du gaz nitreux avec de l'oxigène sur du mercure, il ne se forme qu'autant d'acide nitrique liquide, qu'il y a d'eau dans l'appareil.

L'absorption paraît très-petite, parce que l'acide reste dilaté en état gazeux, jusqu'à ce que le gaz ammoniacal se précipite.

2°. Les mélanges de gaz nitreux et d'oxigène présentent d'autres volumes dans des tubes que dans des vaisseaux très-larges ; parce que dans les premiers, l'acide nitrique, éloigné de la surface de l'eau, reste en état gazeux. Cette cause fait diminuer en apparence la valeur de 2, 6, jusqu'à 1, 8 et au-dessous.

3°.

3°. Que ces mêmes mélanges de gaz nitreux et d'oxigène, ne présentent pas des absorptions d'un volume aussi égal que les expériences faites sur l'air atmosphérique, et qu'il paraît en ce cas se former des acides plus ou moins oxigénés. La valeur varie alors de 3, 2 jusqu'à 2, 8.

4°. Qu'un mélange de gaz azote et de gaz oxigène, diffère de l'air atmosphérique ; l'oxigène du premier étant plus libre, et tendant plus à se combiner avec une grande quantité de gaz nitreux.

5°. Qu'en analysant par le sulfate de fer le résidu, que laissent dans le tube eudiométrique des mélanges de parties égales de gaz nitreux et d'air atmosphérique, on peut reconnaître très-exactement la quantité d'oxigène contenue dans l'air atmosphérique.

6°. Que le gaz nitreux, qui agit le plus uniformément, et que l'on obtient par des acides étendus d'eau, jusqu'à 17 ou 21° de l'aréomètre de Baumé, contient de 0,12 jusqu'à 0,15 d'azote.

Gaz nitreux et air atmosphérique.

On fait passer dans une cloche pleine d'eau, et renversée sur la tablette de la cuve hidropneumatique, environ une mesure de gaz nitreux, et deux d'air atmosphérique.

Les deux fluides se combinent avec promptitude, et diminuent prodigieusement. Il s'excite une chaleur vive; l'eau monte dans la cloche, absorbe toutes les vapeurs rouges qui résultent de la combinaison des deux fluides aériformes.

Résidu de l'air mêlé avec le gaz nitreux.

La propriété qu'a le gaz nitreux très-pur, c'est-à-dire, privé de gaz azote, d'absorber rapidement l'oxigène de l'air atmosphérique, a donné à Priestley et Fontana la base de leur eudiomètre, mot qui signifie mesure de l'air; en effet, il sert à mesurer combien l'air atmosphérique contient d'oxigène.

De l'eudiomètre.

Cette épreuve consiste à employer des quantités connues de ces deux gaz, et à observer celles qui sont nécessaires pour leur saturation complette et réciproquement; moins il faut d'air commun pour saturer le gaz nitreux, plus cet air est pur : plus au contraire on est obligé d'en employer, moins il a de pureté.

On a imaginé différens instrumens, et parmi ceux qui ont été proposés, on distingue celui de Fontana, celui de Landriani, et celui de Magellan. Ces eudiomètres diffèrent par leur forme; mais ils ont tous pour objet de déterminer la salubrité respective de l'air atmosphérique, ou de tout autre, pris dans des lieux différens.

Gaz nitreux et pyrophore.

Le gaz nitreux enflamme le pyrophore; il perd une partie de son volume, et le résultat de cette combustion est du gaz azote et du gaz acide carbonique, et de l'acide sulfureux.

Gaz nitreux et charbon allumé.

Si on plonge un charbon allumé dans du gaz nitreux, il y a inflammation.

Gaz nitreux et phosphore.

Le même effet a lieu avec le phosphore. Pour obtenir cette inflammation, on emplit une cloche de mercure, on y fait passer du gaz nitreux, et l'inflammation a lieu.

Si l'on mêle du gaz hidrogène avec du gaz nitreux, et que l'on présente à l'orifice de la cloche une bougie allumée, le gaz hidrogène brûlera, et l'on appercevra une flamme verte.

Gaz nitreux et gaz hidrogène pour avoir la flamme verte.

En secouant de l'eau distillée avec du gaz nitreux, il se forme du nitrate d'ammoniaque par une décomposition d'eau; effet d'une double affinité.

Gaz nitreux et eau distillée.

Le principe, qui sert à la combustion, existe donc encore dans le gaz nitreux, puisqu'il favorise l'inflammation de certains corps combustibles, qui ont avec l'oxigène une grande affinité, tels que le sulfure de potasse, le pyrophore, le gaz hidrogène phosphoré, le fer, etc.

Le gaz nitreux se combine avec quelques acides, et notamment avec l'acide nitrique, auquel il donne des caractères nouveaux.

Gaz nitreux, et acide nitrique.

En faisant passer du gaz nitreux dans de l'acide nitrique, concentré blanc, on l'obtient d'abord jaune, ensuite orangé, et vert foncé noir. Lorsque l'on prend l'acide nitreux orangé, et qu'on l'unit à l'eau, on obtient l'acide nitreux vert émeraude; lorsque l'on prend l'acide nitreux vert noir, et qu'on l'unit à l'eau, on obtient l'acide nitreux bleu.

Priestley a trouvé que cent parties d'acide nitrique, dont la pesanteur était 14, ont absorbé, en deux jours, 90,29 de gaz nitreux; il annonce que, lorsqu'il y en eut environ sept parties d'absorbées, l'acide prit une couleur orangée, une couleur verte lorsqu'il y en eut dix-huit parties;

et que quand les 90, 29 furent combinées, il s'éleva sous la forme de vapeurs rouges.

La succession des couleurs que j'ai indiquées ci-dessus est constante; l'expérience m'a plusieurs fois donné les mêmes résultats.

De l'acide nitreux.

De l'acide nitreux.

Acide nitreux, jaune, orange, vert foncé, noir, vert émeraude, bleu.

On voit par l'expérience que je viens de rapporter, que l'acide nitrique orangé-vert, etc. contient moins d'oxigène que lorsqu'il est blanc; car il est évident qu'en combinant du gaz nitreux, qui a déjà été privé lui-même d'une partie de ce principe, on en diminue la quantité dans l'acide nitrique. Comme dans cette modification l'acide acquiert des propriétés nouvelles, les chimistes modernes lui ont donné le nom d'acide nitreux, pour le distinguer de celui où l'azote est complètement saturé d'oxigène.

Acide nitreux enflammant le phosphore, le charbon, les huiles volatiles, quelques métaux.

L'acide nitrique, chargé d'oxide nitreux, et conséquemment plus décomposable dans cette partie de sa composition, produit aussi par la même cause beaucoup plus d'effets sur tous les corps combustibles. C'est ainsi que l'acide nitreux enflamme le phosphore, les huiles volatiles, quelques métaux, etc. sur lesquels l'acide nitrique n'a qu'une action faible en comparaison. Quand on met de l'acide nitrique, chargé de plus ou moins de gaz nitreux, en contact avec de l'or, il y a alors deux attractions qui agissent tout-à-coup, et à-la-fois; celle de l'oxigène, de l'oxide d'azote

pour l'or, et celle de l'acide nitrique pour l'oxide d'or. C'est ainsi qu'en chargeant l'acide nitrique de gaz nitreux, le citoyen Deyeux est parvenu à y dissoudre l'or.

La vapeur nitreuse est une combinaison saturée d'acide nitrique et de gaz nitreux.

Vapeur nitreuse pure dans un ballon.

Ainsi, si l'on met dans un premier flacon du cuivre et de l'acide nitrique, on obtient du gaz nitreux; si l'on fait passer ce gaz nitreux dans un second flacon, contenant de l'acide nitrique concentré, on obtient de l'acide nitreux et de la vapeur nitreuse qui se dégage; si l'on fait passer cette vapeur nitreuse à travers la potasse, et qu'on recueille le gaz qui s'en dégage, on obtiendra du gaz nitreux et du nitrate de potasse dans le flacon. Ainsi les alcalis ont plus d'attraction pour l'acide nitrique, que celui-ci n'en a avec l'oxide nitreux; et voilà pourquoi on ne fait pas des nitrites, mais seulement des nitrates avec les alcalis fixes et la vapeur nitreuse, non plus qu'avec les mêmes bases et avec l'acide nitreux liquide.

Si on fait passer cette vapeur nitreuse à travers l'acide sulfurique concentré, on l'obtient cristallisé.

Vapeur nitreuse, et acide sulfurique concentré.

Voici comme on doit opérer.

On met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de cuivre; l'autre tubulure sert à verser de l'acide nitrique, afin de faire dégager le gaz nitreux. — D'une des tubulures, part un tube qui va plonger dans un autre flacon, contenant de l'acide nitrique concentré; ce dernier flacon est

garni d'un autre tube recourbé, qui va se rendre dans un flacon rempli au deux tiers d'acide sulfurique concentré.

Acide sulfurique cristallisé.

On fait ensuite dégager le gaz nitreux, qui va se rendre dans l'acide nitrique concentré : la vapeur nitreuse se forme; et à mesure que l'acide sulfurique s'en empare, il paraît sous la forme de petits cristaux en aiguilles.

Mélange de la vapeur nitreuse avec du gaz oxigène.

Si on mêle de la vapeur nitreuse avec du gaz oxigène, il n'y aura pas d'absorption.

Id. — avec l'acide nitrique.

Si on fait passer cette vapeur nitreuse dans de l'acide nitrique, il y aura absorption.

Vapeur rouge et eau bouillie.

Si on remplit un flacon de vapeur nitreuse, et que l'on y ajoute de l'eau bouillie, ou bien privée d'air par un moyen quelconque, la vapeur nitreuse ne se mêlera point à l'eau.

Vapeur rouge et eau aérée.

Mais l'effet à lieu avec l'eau aérée.

Acide sulfurique. — phosphorique. — carbonique liquide. — nitrique. } tous les quatre forts.

On met ces quatre acides en contact avec une matière végétale, et une matière animale, pour comparer leur action.

On peut se servir pour cette expérience, de gomme arabique, adragante, de colle de poisson, etc.

QUINZIÈME LEÇON.

Quinzième Leçon.

Les quatre acides métalliques, l'acide muriatique simple, et l'acide muriatique oxigèné.

Quoiqu'il y ait beaucoup de circonstances dans lesquels les métaux peuvent être unis à l'oxigène, on peut les réduire en général à trois. La première est le contact de l'air aidé du calorique ; la seconde est due à la décomposition de l'eau, et la troisième à oelle des acides.

Acide arsénique. — tunstique. — molybdique. — chrômique. } Seulement montrés.

Nous connoissons quatre substances métalliques, susceptibles de s'acidifier complètement.

L'arsenic, le tunstène, le molybdène, et le chrôme dernièrement découvert par Vauquelin.

Comme je ne considère ici ces acides métalliques qu'en général, je reporterai la manière de les préparer, et leurs caractères, aux substances métalliques, où chaque objet sera traité en particulier.

De l'acide muriatique.

De l'acide muriatique.

L'acide muriatique existe abondamment dans la nature, il y est uni avec différentes bases, principalement avec la soude, la chaux et la magnésie.

Ses parties constituantes sont inconnues.

Cet acide n'a pas été trouvé à nu ; et, pour l'obtenir dans cet état, il faut le dégager de ses combinaisons.

On l'appelait autrefois acide marin, esprit de sel, acide du sel, etc.

Muriate de soude, et acide sulfurique concentré.
Faire ce mélange dans un verre.

Quant à la manière de l'extraire, *voyez* muriate de soude.

L'acide muriatique, libre de toute entrave, est toujours sous la forme d'un gaz permanent, et que rien jusqu'à présent n'a pu rendre liquide.

On obtient le gaz acide muriatique, 1°. par distillation ; 2°. en le chassant du muriate de soude par l'acide sulfurique ; 3°. si on en a dissous et concentré dans l'eau froide : en la chauffant, on le dégage, et on reçoit ce gaz sous des cloches à mercure.

Acide muriatique liquide fumant.

On met de l'acide muriatique fumant, dans une fiole à médecine ; on adapte, à l'orifice de la fiole un tube recourbé, dont le bec plonge dans la cuve de l'appareil au mercure, sous une cloche pleine de ce fluide métallique.

On chauffe légèrement le liquide, et il se dégage un fluide aériforme, qui va chasser le mercure contenu dans la cloche pour en occuper la place. Ce fluide aériforme est le gaz acide muriatique.

Gaz acide muriatique.

Ce gaz n'a point de couleur. Il est si caustique qu'il corrode la peau, et y cause de vives démangeaisons.

Sirop de violette. — —Teinture de tournesol.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Il tue les animaux.

Il éteint les bougies. On remarque que la flamme verdit vers la partie supérieure au disque; on en ignore la cause. On remarque aussi que la fumée de la bougie, en s'éteignant, y devient très-blanche; c'est que l'eau qui se dégage par la combustion de l'hidrogène et de l'oxigène de la bougie, se combine avec le gaz, et devient ainsi nuageuse et sensible.

Bougies sur des fils de fer.

La lumière ne l'altère pas sensiblement.

Gaz acide muriatique et lumière.

Le calorique le rarefie, et augmente prodigieusement son élasticité.

Action du calorique.

Ce gaz est plus pésant que l'air atmosphérique.

Gaz acide muriatique et air atmosphérique.

La pesanteur spécifique du premier, est à celle du second, comme 173 un quart est à 100, et à celle de l'eau distillée, comme 1250 — à 1000.

En contact avec l'air, il répand des fumées blanches : ces vapeurs ont pour cause la combinaison de ce gaz avec l'humidité de l'air, aussi ne sont-elles pas sensibles sur les hautes montagnes, où l'air est très-sec.

Ce gaz fait fondre la glace aussi promptement que si on la jetait dans un brasier.

Gaz acide muriatique et glace.

Il se dissout avec facilité dans l'eau glacée, et peu dans l'eau chaude, aussi est-il nécessaire de conserver l'acide muriatique dans une eau dont la température soit très-basse; car, si le flacon n'est pas assez fort, pour résister à l'expansion du gaz, à une température différente de celui où il a été combiné avec l'eau, il fait sauter les bouchons, et gâte, par les vapeurs qui se répandent, tous les instrumens de cuivre.

Acide muriatique liquide.

En général ce gaz s'unit avec beaucoup de rapidité à l'eau ; c'est ce qui constitue l'acide muriatique liquide.

L'eau absorbe, à la température de 12 degrés environ, les 0,30, de son poids ; à mesure que le gaz se combine avec l'eau, il perd sa fluidité élastique ; le calorique qui la lui donnait, devient libre et échauffe la liqueur. Moins la température est élevée, et plus l'eau en dissout, et *vice versa*, ensorte que de l'eau qui en a été saturée au terme de 0, par exemple, bout à 60 et quelques degrés, et peut être dépouillée de la plus grande partie de cet acide à 80 degrés.

On reconnaît aisément la présence de l'acide muriatique, par-tout où il existe, par la propriété qu'il a de décomposer presque tous les sels muriatiques, et sur-tout le sulfate d'argent, avec lequel il forme un précipité blanc, fort pesant, qui devient bleu à la lumière ; et de donner, avec la soude, un sel d'une saveur agréable, que tout le monde connait.

Acide muriatique et métaux.

Cet acide en général dissout les métaux et les oxides, en tel état qu'ils soient ; car, s'ils sont trop oxidés, l'acide muriatique enlève cet excédent d'oxigène et s'en charge, et si le métal n'est pas assez oxidé, l'eau de l'acide se décompose et fournit l'oxigène nécessaire, ensorte que par ce jeu réciproque, l'oxidation est portée juste au point nécessaire, pour que la dissolution ait lieu.

Cet acide, mis avec de l'acide sulfurique concentré, dans un long tube, donne naissance à une vive effervescence, et à un gaz qui remplit toute la capacité du tube. Ce gaz n'est autre chose que de l'acide muriatique, duquel l'acide sulfurique s'est emparé de l'eau de dissolution, et auquel celle-ci a fourni le calorique, qu'elle a perdu en se combinant à l'acide sulfurique. Cette expérience prouve que l'acide sulfurique a plus d'attraction pour l'eau, que l'acide muriatique. Acide muriatique, et acide sulfurique.

L'acide muriatique s'unit facilement à l'acide nitrique, il se passe des phénomènes assez intéressans. Si ces acides sont concentrés, il se fait un mouvement dans tout le liquide; il se développe un gaz, qui produit une effervescence vive; la liqueur s'échauffe et prend une couleur rouge, plus ou moins foncée. Acide muriatique et acide nitrique.

En examinant ce gaz, on trouve que c'est de l'acide muriatique oxigèné; et, en mêlant ensuite l'acide nitro-muriatique avec de l'eau, il laisse échapper du gaz nitreux, et perd sa couleur rouge. Acide nitro-muriatique.

On forme cet acide en mêlant ensemble deux parties d'acide nitrique pur, et une d'acide muriatique concentré.

Cet acide à moins de pesanteur que les deux acides qui les constituent.

Son odeur est particulière.

Sa couleur est ordinairement citronée, quelquefois orangée.

La lumière en dégage du gaz oxigène.

Le calorique en sépare l'acide muriatique oxigèné.

Cet acide se combine à l'eau, et s'échauffe avec ce fluide.

Il paraîtrait naturel de conclure que l'acide muriatique a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a le gaz nitreux; mais, en faisant l'expérience inverse, c'est-à-dire, en mêlant du gaz, ou oxide nitreux, avec du gaz acide muriatique oxigèné, on se convainc bientôt du contraire. En effet, dès que ces deux gaz sont en contact, ils se pénètrent, perdent leur élasticité, et donnent naissance à des vapeurs rouges, qui sont de véritables acides nitreux. Si l'on emploie des quantités convenables, il ne reste pas un atôme de résidu.

Ce n'est donc qu'à l'aide d'une double attraction que l'acide muriatique décompose l'acide nitrique; savoir, celle de l'oxigène pour l'acide muriatique, et celle du gaz nitreux pour l'acide nitrique.

Si l'on ignore l'existence de l'oxigène dans l'acide muriatique, on sait au moins qu'il peut se combiner, à ce principe, par des moyens que nous allons exposer.

Acide muriatique oxigène.

Acide muriatique oxigènè.

Schèele a découvert que cet acide, distillé avec de l'oxide de manganèse, prenait tout-à-coup la forme de gaz; que ce gaz avait une couleur



Appareil pour faire l'acide Muriatique oxigéné.

F
D
B
E
G
K
N
A
P
H

Mètre

Girard del.

Delettre Sculp.

jaune, une odeur analogue à l'acide nitro-muriatique, etc.

En reprenant les expériences de Schèele, Berthollet a découvert dans l'acide muriatique oxigèné, beaucoup de propriétés utiles pour les arts.

Les anciens chimistes lui avaient donné le nom de déphlogistiqué.

Autrefois, pour avoir l'acide muriatique oxigèné, on versait de l'acide muriatique, sur de l'oxide de manganèse en poudre, mais ce procédé était long et dispendieux, parce qu'il fallait avant extraire l'acide muriatique, et que l'on en perdait beaucoup.

On se sert maintenant de 100 parties de muriate de soude, de 0,75 parties d'acide sulfurique étendu de 50 parties d'eau, et de 37, 5 d'oxide de manganèse en poudre.

Ou bien deux parties d'acide sulfurique, trois de muriate de soude, et une d'oxide de manganèse.

Description de l'appareil pour la distillation de l'acide muriatique oxigèné.

On introduit le muriate de soude et l'oxide de manganèse dans un grand matras à long col A, que l'on pose sur un bain de sable. Ce matras est fermé par un bouchon de liege B, percé de deux trous, dans l'un desquels passe le tube D, recourbé en E, et terminé à la partie supérieure par un entonnoir F, au moyen duquel on introduit l'acide sulfurique dans le matras. L'autre trou du bouchon B reçoit l'extrémité d'un tube G, qui

communique du matras dans le vase H à trois tubulures, contenant de l'eau environ $\frac{1}{8}$ de sa capacité, dans laquelle plonge un tube de sûreté K, pour empêcher l'absorption : ce vase H communique à un second vase P, par le moyen du tube N; ce second vase est à moitié plein d'eau, et il communique à un troisième vase où est le tube de sûreté, et ce dernier à un quatrième, etc. On lute bien toutes les jointures avec le lut gras, recouvert d'une bande de linge, enduite de blanc d'œuf et de chaux : on échauffe ensuite le matras peu-à-peu.

Comme cet acide est peu dissoluble, on lui présente une grande quantité d'eau, contenue dans plusieurs vases, ou disposée en colonne très-élevée, afin qu'en comprimant le gaz, et en lui offrant une plus longue route à parcourir, elle l'oblige à se dissoudre complètement.

Les dimensions de l'appareil doivent varier en raison des quantités d'acide muriatique oxigéné, dont on a besoin. Au lieu de flacons de Woulf, on peut se servir de tonneaux, ou de réservoirs en pierre, comme cela se pratique à Jouy, où l'on emploie une grande quantité de cet acide pour le blanchiment des toiles.

Acide muriatique oxigéné concret.

Si on entoure les flacons de glace, on obtient l'acide muriatique oxigéné, cristallisé à la température de *zero ;* il est en paillettes jaunâtres ; mais il reprend son expansion, et ferait casser les vaisseaux, si on n'avait soin de le conserver à cette

température, ou dans un espace, de manière à compenser l'expansion qu'il peut prendre.

Dans cet état, cet acide perd son odeur; il est fixé, et n'étant pas volatil, il ne peut être odorant.

Dans cette opération l'acide sulfurique agit d'abord sur le muriate de soude, à la base duquel il s'unit : l'acide muriatique, à son tour, attaque l'oxide de manganèse; une partie se combine à l'oxigène, et l'autre à l'oxide ramené vers l'état métallique, d'où résultent du sulfate de soude, du muriate de manganèse, qui restent dans le vase distillatoire, et de l'acide muriatique oxigéné, qui passe à l'état de gaz dans l'eau des bouteilles de Woulf, où il se dissout.

Gaz acide muriatique oxigéné.

Cet acide peut être obtenu gazeux, en le faisant passer à travers une petite quantité d'eau.

A cet effet, on met le mélange que nous avons indiqué ci-dessus dans une fiole à médecine, ou un petit matras, fermé par un bouchon percé d'un trou; on y ajuste un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Ce gaz est distingué par des propriétés phisiques; il exhale une odeur forte et pénétrante, qui resserre la gorge; il a une saveur stiptique, provoque la toux, et occasionne sur la membrane pituitaire, une sorte de rhume de cerveau : il peut aller jusqu'à faire cracher le sang; il émousse les sens du goût et de l'odorat; à la longue, il excite

le vomissement, apparemment par sympathie entre la membrane pituitaire, ou de la gorge et de l'estomac; il occasionne le mal de tête : l'ammoniaque liquide est la matière la plus propre à arrêter ses effets.

Ce gaz n'est point invisible; il a une couleur jaune verdâtre.

Bougies sur des fils de fer.

Il diminue et rougit la flamme des bougies sans l'éteindre, mais ne peut servir à la respiration des animaux; il est plus pesant que l'air atmosphérique : le calorique et la lumière ne lui font éprouver aucune altération sensible.

Soufre, phosphore.

Il brûle et enflamme une foule de corps combustibles, tels que les métaux, le soufre, le phosphore, les sulfures alcalins et métalliques, les huiles volatiles, etc.

Métaux en poudre pour brûler dans ce gaz, tels que le fer, l'antimoine, l'arsenic, huiles volatiles.

C'est ainsi qu'en jettant dans une cloche remplie de ce gaz, du fer, de l'antimoine, de l'arsenic et plusieurs autres métaux réduits en poudre fine, ils s'enflamment et présentent une espèce de pluie de feu, extrêmement étonnante pour ceux qui ne connaissent pas ces effets.

Teinture de tournesol.

Il ne rougit pas les couleurs bleues végétales, mais il a la faculté de les détruire et de les réduire en blanc.

Fleurs de différentes couleurs, feuilles vertes.

Si l'on fait passer sous une cloche, remplie de ce gaz, des fleurs, soit une rose, ou toute autre fleur, excepté les fleurs jaunes, la couleur est détruite en très-peu de temps; les feuilles vertes des végétaux éprouvent le même effet.

On

On ne peut attribuer cet effet qu'à l'absorption de l'oxigène; ce gaz, qui en contient en excès, en cède une partie : les fleurs l'absorbent avec avidité, et c'est cette absorption qui leur fait perdre la couleur; alors le gaz acide muriatique oxigèné revient gaz muriatique ordinaire.

Gaz acide muriatique oxigèné et eau.

Ce gaz se combine en petite quantité avec l'eau, à laquelle il communique quelques-unes de ses propriétés, telles que sa couleur, son odeur et sa saveur.

Acide muriatique oxigéné liquide.

Dans cet état, l'acide muriatique oxigèné n'est pas sensiblement plus pesant que l'eau pure; ce qui indique qu'il ne perd pas, en s'y combinant, une grande quantité de calorique : et ce qui le prouve, c'est la station de la température de l'eau, à laquelle cet acide se combine.

Cet acide liquide a une saveur acerbe et astringente.

Acide muriatique oxigène en contact avec la lumière. *Voyez* la Leçon sur la lumière.

Exposé aux rayons du soleil, dans un flacon transparent, il s'en dégage du gaz oxigène; à mesure que ce gaz se sépare, l'acide perd sa couleur, son odeur, et repasse à l'état d'acide muriatique simple : cet oxigène est le plus pur.

Comme nous l'avons vu pour le gaz acide, il ne rougit point les couleurs bleues végétales, mais il les détruit presque toutes.

C'est cette propriété qui l'a fait proposer par Berthollet, pour blanchir les fils, les toiles et les cotons.

On trouvera tous les développemens de cet

Art du blanchiment, par Berthollet.

art important, tant dans les Annales de Chimie, que dans une brochure, intitulée, *Description du Blanchiment des toiles et des fils par l'acide muriatique oxigèné, etc. par Berthollet.* — On trouvera encore quelques détails, donnés par Vauquelin, sur la manière d'opérer, dans le troisième cahier du Journal de l'*Ecole polytechnique,* page 389.

Quant on veut, dans le cours d'une Leçon, faire voir aux élèves cet effet, on fait l'expérience suivante.

Blanchir du fil, ou de la toile.

On prend du fil écru, ou de la toile; on lui enlève la partie colorante, en le faisant bouillir dans une lessive préparée avec vingt parties d'eau et une de potasse, qu'on peut rendre plus active avec un tiers de chaux; on plonge ensuite le fil, ou la toile, dans de l'acide muriatique oxigèné. Il faut avoir l'attention de remuer l'étoffe, et de la tordre; on la lave ensuite à grande eau, pour enlever l'odeur dont elle est impregnée: on peut encore la passer dans une eau de savon.

Quelques échantillons de draps, ou toiles colorées, fleurs, feuilles, etc.

Ou bien, on laisse un instant tremper dans l'acide muriatique oxigèné, quelques morceaux d'étoffes colorés, soit des échantillons de draps, ou de toiles colorés, soit des fleurs, feuilles, etc.

L'acide muriatique oxigèné a aussi la propriété de blanchir la cire; telles que la cire verte d'Amérique, la cire jaune de la Louisiane qui est un végétal huileux, et la cire jaune; mais il ne faut pas la diviser en lanières, comme on l'avait fait

dans le principe, car la cire restait jaune dans son intérieur, parce que l'action de l'acide ne peut pénétrer jusqu'au centre.

Maintenant, voici comment on fait l'expérience.

Appareil pour blanchir la cire jaune.

On coupe la cire par morceaux, on l'introduit dans un petit matras, dans lequel on met de l'eau, on pose ce matras sur un bain de sable, et l'on chauffe de manière à entretenir liquide la cire. On adapte au matras l'appareil, pour recueillir le gaz acide muriatique oxigèné. Sitôt que l'on fait passer ce gaz dans la cire liquide, ce gaz la saisit par-tout, et la blanchit; mais il faut modérer l'action du feu sous la cire, et même arrêter l'action de l'acide : car si on outre-passait ce point, il y aurait une partie de la cire qui serait brûlée et roussie; ce point est essentiel à saisir.

Huiles à épaissir par le gaz acide muriatique oxigène.

On peut se servir du même appareil pour épaissir une huile.

Estampes blanchies par l'acide muriatique oxigéné.

Chaptal s'est servi avec avantage du gaz acide muriatique oxigèné, pour blanchir le papier et les vieilles estampes : elles acquièrent, par ce moyen, une blancheur éblouissante ; l'encre ordinaire disparaît par l'action de cette substance gazeuse, mais celle d'imprimeur n'en peut souffrir aucune atteinte.

Emploi de cet acide dans les papeteries.

Dans certaines papeteries on s'en sert pour blanchir les chifons, et on y gagne, quoique cela soit plus dispendieux, parce qu'on évite le déchet

du pourrissage, qui est considérable et très-long, puisqu'il fallait six mois; un autre avantage, c'est que les ouvriers ne sont pas incommodés par les vapeurs des pourritures.

Utilité de cet acide pour emporter les fonds garancés de dessus les toiles.

On se sert encore de cet acide pour emporter les fonds garancés de-dessus les toiles peintes, au lieu du pré et de l'opération par la bouse de vache; mais il faut prendre bien garde d'altérer les autres couleurs, en sorte que l'emploi de ce moyen est en cela des plus dangereux : on parviendra sans doute à parer à ces inconvénients; déjà Berthollet à fait à Jouy d'heureuses expériences à ce sujet.

Acide muriatique oxigéné et soufre.

Cet acide brûle très-bien le soufre, à une température convenable; car à la température ordinaire, le soufre a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a, à cette température, l'acide muriatique.

A cet effet, on met du soufre en poudre dans une fiole à médecine; on verse dessus de l'acide muriatique oxigèné, et l'on chauffe.

Le soufre se convertit en acide sulfurique, et l'on en reconnoît la présence par le muriate de baryte, ou par le nitrate d'argent; il se fait du muriate d'argent.

En chauffant, on peut encore reconnaître la présence de l'acide sulfurique; l'acide muriatique se volatilise, et l'acide sulfurique reste à nu.

Acide muriatique oxigéné et phosphore.

On peut faire la même expérience avec le phosphore. Si l'on chauffe une dissolution de phosphore dans de l'acide muriatique oxigèné, l'acide

muriatique se dégage, et l'acide phosphorique reste fixe.

Métaux et acide muriatique oxigéné.

L'oxigène de l'acide muriatique oxide les métaux ; l'acide muriatique, qui se forme par le dégagement de cet oxigène, s'empare de l'oxide du métal ainsi oxidé : en effet, l'acide muriatique est un de ceux qui a le plus d'attraction pour les oxides métalliques.

Feuilles d'or dissoutes par l'acide muriatique oxigéné.

L'acide muriatique oxigèné a la propriété de dissoudre l'or : on peut aisément se convaincre de cette vérité ; en mettant dans de l'eau saturée de ce fluide aériforme, quelques feuilles d'or battu ; elles ne tarderont pas à s'y dissoudre.

Emploi de cet acide dans les prisons, hôpitaux, etc.

On a employé le gaz acide muriatique oxigèné, pour purifier l'air des prisons, des hôpitaux, afin de brûler les miasmes.

On pourrait aussi détruire l'odeur des appartemens peints à l'huile, en dégageant de ce gaz acide dans l'atmosphère.

Pour conserver cet acide, il faut le mettre dans des flacons, collés à l'extérieur de papier noir, afin d'éviter le contact de la lumière qui le décomposerait.

Seizième Leçon.

Acide fluorique et boracique.

SEIZIÈME LEÇON.

Acide fluorique et boracique.

C'est à Schèele à qui nous devons la connaissance de cet acide.

On lui a donné ce nom, parce qu'on le retire d'une espèce de sel neutre terreux, connu sous le nom de spath fluor, minéral phosphorique, fluate de chaux.

Comme l'acide fluorique dissout le verre, et qu'il le réduit à l'état de gaz à l'aide d'une chaleur légère, il est nécessaire, lorsqu'on veut l'avoir pur, d'employer, pour cette opération, des vaisseaux de métal, sur lequel, ni lui, ni l'acide sulfurique n'exercent que peu d'action; le plomb, parmi les métaux connus, est celui qui réunit ces conditions.

Manière de préparer cet acide.
1°. Avec l'appareil métallique.

Pour obtenir l'acide fluorique, seul et dégagé de toute combinaison, on met une partie de fluate de chaux, réduit en poudre dans une cornue de plomb; on verse dessus trois parties d'acide sulfurique, et on adapte à la cornue un récipient également de plomb, à moitié rempli d'eau. On fait cette opération au bain-marie; à cet effet, on met la cornue dans un vase de cuivre, ou de fer, contenant de l'eau, ou dans un bain de sel. On donne une chaleur douce, et l'acide fluorique est absorbé par l'eau du récipient, à mesure qu'il se dégage.

Comme cet acide est naturellement sous forme de gaz, au degré de chaleur et de pression dans lequel nous vivons, on peut le recueillir dans cet état. Ainsi, au lieu d'un récipient, on adapte à l'orifice de la cornue un tube en plomb recourbé, dont l'extrémité plonge dans la cuve à mercure.

Gaz acide fluorique.

Quand on prépare cet acide avec un appareil en verre, on se sert d'une cornue à laquelle on adapte un tube qui va plonger dans un flacon, dans lequel on met de l'eau distillée.

2°. Avec l'appareil en verre.

Cet acide, ayant la propriété de dissoudre le verre, s'empare de la silice qui paraît sous la forme de flocons blancs.

Verre dépoli et vases percés par ce gaz acide.

Il faut avoir l'attention d'employer des tubes bien larges, sur-tout quand on opère avec le verre; car faute d'un passage suffisant, l'acide gazeux se comprime dans la cornue, et son action sur le verre est augmentée, en sorte que la cornue est plutôt percée.

La silice se dépose dans l'eau, parce que l'eau a plus d'affinité avec l'acide, que l'acide n'en a pour la silice.

Si l'on conserve de ce gaz sous une cloche de verre, il dissout la silice.

Gaz acide fluorique sous des cloches de verre.

Si l'on y plonge une bougie éteinte, elle fait champignon; c'est que l'eau qui sort de la mèche, dissout de l'acide chargé de silice, qui l'environne, et la terre siliceuse se précipite de cette dissolution sur la mèche.

Bougies sur des fils de fer.

Teintures bleues.

Ce gaz est plus pesant que l'air atmosphérique ; éteint les bougies, tue les animaux, rougit les couleurs bleues végétales, a une odeur pénétrante, qui approche de celle du gaz acide muriatique.

Il ronge la peau ; la lumière n'y fait éprouver aucune altération.

En contact avec l'air, il répand des fumées blanches.

Suspendre dans des vases de verre, soit dans des cloches, soit dans des verres longs, des fruits, des animaux.

Si on expose à la vapeur de ce gaz, dans des vases de verre, des animaux, des éponges un peu mouillées, du charbon, etc. l'humidité qu'ils contiennent dissout l'acide, et la silice se précipite sur ces substances.

On peut donner ainsi l'apparence d'une pétrification à des lézards, des vers humides, des fruits mouillés, etc. tous ces objets, ainsi pétrifiés d'une couche exacte et très-dure, se conservent très-bien.

Faire la même expérience dans des vases de plomb.

Si l'on fait la même expérience dans un vase de métal, la même pétrification n'a pas lieu.

Il résulte donc que la substance terreuse, qui se précipite par le contact du gaz acide fluorique et de l'eau, n'est autre chose qu'une portion du verre qui est attaquée, et véritablement dissoute par l'acide aériforme.

Gaz acide fluorique et eau.

Dans une cloche pleine de gaz acide fluorique, et reposant sur le mercure, faites passer un peu d'eau au-dessus de la surface de ce fluide métallique.

Il y a de la chaleur produite, et le mercure remonte dans la cloche.

Terre précipitée du gaz acide fluorique dans l'eau.

Souvent aussi, quand on fait passer ce gaz dans de l'eau, la silice se précipite en une pellicule quartzeuse; chaque bulle d'acide touchant l'eau, est de suite enveloppée de silice, et laisse en son chemin, pour monter sur l'eau, une trace en forme de tubes, que Priestley a appelé *des tuyaux d'orgue*, qui diminuent en pointe vers le haut, parce que la bulle diminue à mesure que l'eau la dissout, et que la silice en est ainsi enlevée.

La silice, d'abord déposée dans les vases, est bientôt après redissoute par excès d'acide, à mesure que l'eau se sature; car l'eau d'abord peu saturée d'acide, n'a pas la force de tenir la silice en dissolution.

Bergman a obtenu du fluate de silice cristallisé.

Fluate acidule de silice.

Lorsqu'on fabrique de l'acide fluorique dans des vaisseaux de verre, on a ainsi de la silice déposée, puis redissoute par la réaction de l'acide; c'est un vrai fluate de silice, au lieu d'acide fluorique pur.

Les alcalis peuvent être employés pour reconnaître la présence de la silice.

La saveur de cet acide dissous dans l'eau, a le goût de l'acide sulfurique étendu d'eau, ou du vinaigre.

Acide fluorique en contact avec le calorique.

Une dissolution d'acide fluorique dans l'eau, exposée au feu, partie de l'acide se volatilise; mais les dernières molécules tiennent si fort, que

l'eau, et le reste de l'acide, se volatilise au feu, si on force la chaleur.

Flacons enduits de cire dans leur intérieur.

On conserve cet acide dans des flacons, dont les parois sont enduits avec de la cire fondue dans de l'huile, ou dans des vases de plomb, ou de platine.

Cette propriété de corroder le verre, dont jouit le gaz acide fluorique, a fait imaginer à Puymaurin, de graver sur du verre, par le moyen de cet acide, comme on grave sur le cuivre, par le moyen de l'acide nitrique ; mais il faut employer l'acide bien pur, car, s'il est souillé de silice, il ne morderait pas sur le verre.

Gravure sur le verre par l'acide fluorique.

Quand on veut graver avec cet acide, on enduit une plaque de verre de cire fondue dans de l'huile, on en recouvre toute la surface ; on trace ensuite avec une pointe métallique, sur la cire, des lettres, ou autres objets, et on expose cette plaque à la vapeur du gaz acide.

Plaque de verre préparée.

Guyton a su tirer parti de cette propriété, pour graver des étiquets sur des flacons, sur-tout sur ceux dans lesquels on met des acides, dont les étiquets en papier sont toujours brûlés.

Les élémens de cet acide nous sont encore parfaitement inconnus.

Acide boracique.

Acide boracique.

Homberg, médecin allemand, est le premier qui ait fait connaître cet acide ; il le nomma sel sédatif, sel narcotique.

On retire cet acide du borax, ou borate, sursaturé de soude du commerce.

Procédés pour obtenir l'acide boracique.

1°. Par cristallisation.

Pour extraire cet acide du borax, on prend une dissolution saturée de ce sel à chaud et filtrée ; on y verse peu-à-peu de l'acide sulfurique.

Quand on verse cet acide, il faut aller doucement, car il se produit un vif dégagement de calorique, qui, réduisant subitement l'eau en vapeurs, occasionne du bruit, pétille et ferait explosion : il faut aussi avoir soin de mettre assez d'acide, jusqu'à ce que la liqueur acquierre une légère acidité.

L'acide sulfurique s'empare de la soude, et l'acide boracique se précipite par refroidissement en petites paillettes très-blanches.

2°. Par sublimation.

On met dans une cornue, ou une cucurbite de verre, recouverte de son chapiteau, du borax, avec de l'acide sulfurique et un peu d'eau : et l'on chauffe ce mélange jusqu'à le faire fondre ; à la faveur de l'eau, une partie de cet acide, séparée du borax par l'acide sulfurique, s'élève en vapeurs, qui se condensent et se déposent, en refroidissant, dans la partie supérieure de l'appareil, sous la forme de petites lames argentines très-brillantes.

Purification de cet acide.

Pour le purifier, on le dissout à chaud, et il cristallise.

Acide boracique en cristaux.

On le lave aussi à l'eau distillée froide, afin d'enlever du sulfate acide de soude, qui y reste mêlé dans le lavage.

Acide boracique en poudre.

Cet acide est ductile sous la dent, rougit les couleurs bleues végétales; il n'a pas d'odeur.

Action du calorique.

En calcination à un feu doux dans un vaisseau ouvert à l'air.

Il se boursoufle au feu; c'est l'eau de cristallisation qui se dégage : dans cet état, on le nomme acide boracique calciné.

Calciné d'avance, et coloré par cette calcination.

Dissous après sa calcination.

Résidu non dissous.

Poussé au feu, il fond, et fait un verre blanc solide, pourvu qu'il ait été fait dans un creuset d'argille blanche; car, si le creuset était coloré, le verre le serait aussi. Ce verre s'éfleurit à l'air.

Acide boracïque fondu en verre.

Ce verre sert à la composition des pierres précieuses fausses.

Acide id. — en verre effleuri à l'air.

Si l'on fait dissoudre ce verre dans l'eau, après l'avoir réduit en poudre, il se cristallise en paillettes.

Ce verre est d'une grande fixité, il ne s'en volatilise pas; mais il altère le creuset, ce qui prouve qu'il est en fusion, il faut aussi qu'il soit bien sec. Cette fixité a fait croire que c'était un corps composé, car on a remarqué que les corps simples étaient en général volatils.

Acide boracique en contact avec l'air atmosphérique.

L'acide boracique n'éprouve aucune altération à l'air, les paillettes y demeurent brillantes et nacrées.

Acide boracique en dissolution dans l'eau froide.

Cet acide est soluble dans l'eau; il faut environ douze parties d'eau froide sur une d'acide.

En dissolution dans l'eau bouillante, pour le faire cristalliser.

Dans l'eau chaude, il n'en faut que trois ou quatre, et c'est ce moyen que l'on emploie pour l'obtenir cristallisé.

Distillé avec l'eau, pour le faire sublimer en partie.

Si on le distille avec l'eau, il se volatilise, mais il faut qu'il ait la consistance d'une bouillie ; car, noyé dans une dissolution aqueuse, il ne se volatiliserait rien.

Il paraît que la sublimation ne peut avoir lieu que lorsque la chaleur passe 80 degrés, ce qui ne peut arriver que pour un corps presque solide, et non pour un liquide, aqueux, ou peu saturé.

Cette expérience prouve que des corps fixes, lorsqu'ils sont purs, deviennent volatils, s'ils sont unis à des matières qui jouissent de cette propriété à un certain degré ; et que, dans ce cas-ci, l'eau paraît exercer sur l'acide boracique une forte attraction.

Cet acide est encore rangé dans la classe des inconnus chimiques. —

Dix-septième Leçon.

DIX-SEPTIÈME LEÇON.

Susbtances terreuses.

Substances terreuses.

La nature nous présente les terres toutes formées.

On ne connaît point aujourd'hui de terre élémentaire, et au lieu d'une, on a trouvé plusieurs substances terreuses, qui auraient toutes autant de droit pour être nommées des élémens, puisque chacune entre dans la composition de beaucoup de corps.

Parmi les terres connues, il en est plusieurs qui se rapprochent des matières alcalines. Fourcroy les a nommées substances salines terreuses, terres salines, terres alcalines, alcalis terreux.

Caractères génériques des substances terreuses.

Chacune de ces terres a des caractères spécifiques qui la distinguent, outre ceux qui lui appartiennent en commun, et que Fourcroy nomme *génériques*. Ces dernières sont la sécheresse, l'inaltérabilité au feu, l'infusibilité, la propriété de ne se pas décomposer, et de se comporter dans les combinaisons comme des matières simples et indestructibles.

On compte maintenant huit substances terreuses. — La silice, l'alumine, la glucine, la zircone, la magnésie, la chaux, la baryte et la strontiane.

Le citoyen Humbold a trouvé que, non-seulement la terre végétale, mais aussi l'argille, tirée d'une grande profondeur de la terre, et sur-tout les terres simples, ont la propriété d'enlever tout l'oxigène à l'air atmosphérique par le simple contact. L'alumine, la baryte et la chaux humectées, mettent à nud de l'azote tout pur.

Absorption de l'oxigène par les terres simples.

C'est un nouveau moyen eudiométrique plus actif que le phosphore et le sulfure de potasse.

Les terres ne paraissent pas agir sur l'air à sec ; aussi, la magnésie et la silice humectées n'ont pas présenté les mêmes phénomènes que l'alumine.

Silice.

Cette terre ne se rencontre jamais pure ; pour l'avoir dans cet état, on réduit en poudre des cristaux transparens de quartz, on les met dans un creuset, avec quatre parties de potasse, et l'on pousse au feu jusqu'à fondre la matière. On la dissout ensuite dans l'eau distillée, on y ajoute de l'acide sulfurique, qui s'empare de la potasse, et la silice se précipite : on la lave avec de l'eau jusqu'à ce que l'eau de lavage soit insipide ; alors, on la fait sécher.

Procédé pour extraire la silice du quartz.

Sa précipitation au moment de la leçon.

Silice obtenue par les alcalis et les acides.

Il est nécessaire de mettre excès d'acide, afin de séparer toutes les terres étrangères.

Il y a encore un autre moyen de se procurer de la silice très-pure ; c'est celle que l'on sépare de l'acide fluorique. En traitant cet acide, nous avons décrit la manière de l'obtenir.

Silice séparée de l'acide fluorique.

Beaucoup de pierres contiennent la silice en grande quantité; telles sont le cristal de roche, le caillou, le jaspe, l'agate, le sable, etc. *Voy.* Kirwan, Bergman, Buffon, Daubenton, Pott, Bucquet, Fourcroy, de Born, etc.

La silice pure a une rudesse et une aspérité singulière au toucher.

Elle est dépourvue de gluant, et ses molécules délayés dans de l'eau, se précipitent avec une facilité extrême.

Elle n'a ni saveur, ni odeur; elle est toujours transparente dans ses dernières molécules.

Sa pesanteur spécifique est de 2, 65.

Silice exposée au feu.

Seule, elle est infusible au feu; mais elle se fond à l'aide du borax et des alcalis.

Au chalumeau, elle ne fond pas.

Point altérable à l'air.

Silice dans l'eau.

La silice est indissoluble dans l'eau, par les moyens chimiques.

Elle en absorbe une partie et la refrange, et prend une forme régulière : tel est le cristal de roche.

Silice et acide phosphorique.
Boracique, fluorique par la fusion.

La silice s'unit aux acides phosphorique, boracique et fluorique; par la fusion, il en résulte un verre coloré.

Silice et acide muriatique.

L'acide muriatique a la propriété de tenir en suspension la silice; mais elle se précipite, sitôt que l'acide est en contact avec le calorique.

Aucune action de la part des autres acides.

Alumine.

Alumine.

Alumine.

L'alumine a été ainsi appelée, parce qu'elle fait la base de l'alun.

Quelques auteurs l'ont aussi appelé argille : on ne la rencontre jamais pure dans la nature.

Argilles, rubis, saphir, etc.

Elle est contenue en grande quantité dans les argilles, les glaises, les schistes, les stéatites, le rubis, le saphir, etc.

Alumine pure. Moyen de l'obtenir; précipitation, lavage.

Pour avoir de l'alumine pure, on fait fondre dans de l'eau de l'alun du commerce, ou sulfate acide d'alumine ; on y ajoute une dissolution de potasse, ou de carbonate de potasse, et préférablement de l'ammoniaque liquide : il se forme un précipité blanc très-abondant. On chauffe un peu le mélange.

On préfère l'ammoniaque, parce qu'elle n'a pas la propriété, comme les autres alcalis, de redissoudre l'alumine, si on en a mis en excès.

On filtre ensuite la liqueur, et il reste sur le filtre une masse blanche qu'on lave plusieurs fois, afin de lui enlever les matières salines qu'elle aurait pu retenir.

L'alumine est blanche, opaque, douce au toucher, sans saveur, happant la langue.

Alumine au feu.

Elle se dessèche au feu, se resserre, prend du retrait, et y contracte une telle dureté, qu'elle fait feu au briquet.

Pièces pyrométriques de Wedgwood.

C'est cette propriété de prendre du retrait au

feu, qui l'a fait employer par Wedgwood, pour construire ses pièces pirométriques, dont nous avons parlé, (Leçon sur le Calorique.)

Lorsqu'elle est bien cuite, elle n'est plus susceptible de se délayer dans l'eau.

Lavoisier a prouvé que l'alumine pure est susceptible de prendre une fusion pâteuse par un courant d'oxigène, alors elle coupe le verre comme les pierres précieuses, et se laisse difficilement entamer par la lime.

Alumine en contact avec l'air atmosphérique.

Elle absorbe l'humidité contenue dans l'atmosphère, et un peu d'acide carbonique.

Alumine et eau.

L'alumine a la propriété de faire pâte avec l'eau; elle se laisse mouler avec facilité.

Alumine et acides.

Elle s'unit à la plupart des acides.

Alumine et silice.

Elle prend une grande dureté par son mélange avec l'eau et la silice.

Terres cuites depuis la brique, jusqu'à la porcelaine.

Elle est employée dans une foule d'arts; elle forme la base des poteries, depuis la brique jusqu'à la porcelaine.

Inconnue dans sa nature intime.

Glucine.

Glucine.

C'est à Vauquelin à qui l'on doit la découverte de cette terre; il l'a trouvée dans l'aiguemarine, ou béril, et dans l'émeraude (1).

---

(1) *Voyez* son mémoire, Annales de Chimie, mois de floréal an 6; ou le 77e n°. — et le Journal de Pharmacie, page 176 et 179.

Extraction de cette terre.

On prend du béril que l'on réduit en poudre, on fond cette poussière dans la potasse caustique, et on dissout la masse résultante dans l'acide muriatique. On sépare la silice par l'évaporation, et après l'avoir lavée, on décompose la liqueur restante avec la potasse du commerce; on redissout le dépôt lavé, dans l'acide sulfurique; et en ajoutant à cette dissolution du sulfate de potasse, on obtient de l'alun formé.

Comme la combinaison de cette terre ne cristallise pas aussi facilement que l'alun, elle reste dans l'eau-mère. Pour la séparer entièrement des dernières portions d'alun, on décompose cette eau-mère avec du carbonate d'ammoniaque, dont on met un excès; par ce moyen, la terre se dissout dans ce réactif, et l'alumine est précipité. En faisant ensuite évaporer à l'aide de la chaleur le carbonate d'ammoniaque, la terre nouvelle se dépose à l'état de carbonate; la quantité obtenue a été de 16 pour 100 du béril employé.

Le nom de glucine a été adopté par les Auteurs de la Nomenclature méthodique, et des Annales de Chimie, pour désigner d'après son étymologie grecque de γλυκυς, doux, propriété de faire des sels sucrés avec les acides.

Propriétés générales de la glucine.

Cette terre est blanche, insipide, insoluble, happant a la langue.

Au feu, elle est infusible.

Soluble dans les alcalis fixes, insoluble dans l'ammoniaque.

Soluble dans le carbonate d'ammoniaque.

Glucine et acides.

Soluble dans presque tous les acides, excepté les acides carbonique et phosphorique, et formant avec eux des sels sucrés et légèrement astringens.

Très-soluble dans l'acide sulfurique, en excès.

Fusible dans le borax, et formant avec lui un verre transparent.

Absorbant $\frac{1}{4}$ de son poids d'acide carbonique.

Décomposant les sels alumineux.

Non précipités par les hidro-sulfures bien saturés.

On ignore encore à quel usage cette terre pourra servir dans les arts. Si on la découvre, dit le citoyen Vauquelin, plus abondamment par la suite, dans des combinaisons d'où il soit facile de la séparer, elle trouvera beaucoup d'applications utiles, soit dans les arts, soit en chimie, soit enfin pour la medecine.

Déjà il a reconnu qu'elle a pour les substances végétales et animales une affinité assez marquée, de manière qu'il est très-probable qu'elle pourra servir, comme l'alumine, de mordant pour la teinture. La saveur sucrée et légèrement astringente de ses combinaisons salines, ne permettent guère de douter qu'elle ne jouisse de quelque propriété salutaire pour l'économie animale; et dans ce cas, ce serait peut-être le médicament le plus agréable qui ait jamais existé par sa saveur agréable.

Zircone.

Zircone.

Klaproth a annoncé l'existence de cette terre dans le zircon ou jargon de Ceylan.

Procédé pour extraire la zircone.

Pour extraire cette terre, on prend des hyacinthes de Ceylan bien pulvérisées ; on les mêle avec huit à neuf parties d'alcali, on projette le mélange dans un creuset rougi, cuillerée par cuillerée, ayant soin de n'ajouter de nouvelles quantités de mélange, que lorsque les premières sont fondues : quand tout est en fusion, on donne un bon coup de feu, qu'on soutient au même degré, pendant une heure et demie, et plus, suivant la quantité des matières ; après, on laisse refroidir le creuset, on le brise, on réduit la matière en poudre, et on la fait bouillir avec de l'eau de fontaine, dans une chaudière de plomb : on laisse déposer la matière ; on décante la liqueur éclaircie, et on continue de laver ainsi la terre, jusqu'à ce que l'eau de lavage ne produise plus de précipité dans la dissolution de muriate de baryte.

La masse, ainsi lavée, on la délaie dans vingt pintes d'eau, et on verse par-dessus de l'acide muriatique pur, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible au goût, et on fait bouillir, pendant un quart d'heure, ces substances dans une chaudière de plomb.

La dissolution achevée, on filtre la liqueur, on la fait évaporer à siccité, dans des vases de la même matière, pour en séparer les portions

de silice, que l'acide muriatique aurait pu dissoudre. On redissout le sel dans une quantité d'eau ; on filtre de nouveau, et on précipite la zircone avec le carbonate de soude pur. Alors, la zircone se trouve combinée à l'acide carbonique, qui conserve, en se desséchant, une couleur plus blanche que la zircone pure.

Cette terre calcinée a une couleur blanche, très-pesante, rude au toucher comme la silice, point de saveur, ni de dissolubilité dans l'eau, mais formant une espèce de gelée avec elle.

Propriétés phisiques. Zircone pure en poudre.

Seule, elle ne se fond pas au chalumeau.

Avec le borax, elle se fond, et donne un verre transparent sans couleur.

Séparé de ses dissolutions par les alcalis caustiques, elle retient, en se desséchant à l'air, une grande quantité d'eau, qui lui donne la transparence et l'aspect de la gomme arabique, légèrement jaune, dont elle présente même la cassure vitreuse ; cette quantité d'eau augmente son poids d'environ un quart.

Propriétés chimiques.

Poussé à un feu violent, la zircone se fond, elle prend une couleur légèrement grise, et une dureté telle, qu'elle fait feu au briquet, et qu'elle raie le verre le plus dur.

Zircone et acides.

Elle s'unit aux acides, et forme des sels, dont les uns sont insolubles, et les autres très-solubles.

Zircone, silice, alumine et glucine.

On ne connaît point l'action de cette terre sur la silice, l'alumine et la glucine.

La zircone est inconnue dans sa composition.

Magnésie.

Magnésie.

La nature ne nous a pas encore offert la magnésie pure, absolument isolée et native ; on dit cependant en avoir trouvé en masse, en Savoie.

On la rencontre, ou combinée chimiquement dans le péridot aux différens acides, ou mêlée méchaniquement à des substances terreuses, tels sont les talcs, stéatites, pierres-ollaires, serpentines, arbustes, liege des montagnes, carbonate de magnésie et de chaux, sulfate de baryte, alumine et fer ; cette combinaison forme l'amianthe, et toutes les pierres calcaires.

Dissolution de sulfate de magnésie du commerce, ou sel d'Epsum anglais.

Une dissolution d'un carbonate alcalin.

Pour l'obtenir pure, on dissout dans l'eau distillée des cristaux de sulfate de magnésie, qu'on décompose ensuite par le carbonate de potasse. On lave bien le précipité, et on le calcine pour en dégager l'acide carbonique.

Magnésie pure.

La magnésie pure est sous forme pulvérulente très-fine, très-blanche, ou en petis fragmens cassans, pas de saveur sensible, mais elle se dessèche, et laisse sur la langue une légère amertume.

Elle a de l'action sur l'estomac, puisqu'elle est purgative.

Elle verdit légèrement le syrop violat.

Magnésie au feu.

Au feu, la magnésie est inaltérable ; à une chaleur très-forte, elle se frite.

Chauffée dans une cornue, elle acquiert une propriété phosphorique.

Magnésie à l'air.

Exposée à l'air, elle attire insensiblement l'acide carbonique et devient effervescente.

En contact avec l'eau.

Elle exige près de deux mille parties d'eau pour se dissoudre.

Magnésie et acides.

Elle forme avec les acides des sels très-solubles.

Magnésie et terres.

Guyton a fait différens essais pour combiner la magnésie avec d'autres terres ; il a obtenu une espèce de vitrification.

La magnésie n'a été employée, jusqu'à présent, que dans la médecine : elle agit de diverses manières, suivant qu'elle est ou crue, ou calcinée, ou combinée avec les acides.

DIX-HUITIÈME LEÇON.

Dix-huitième Leçon.

De la chaux.

De la chaux.

Pierres et matières calcaires.

Le mot chaux, vient de *calx*, qui signifie chaleur.

Quoique la chaux, mêlée avec l'acide carbonique, se rencontre presque par-tout dans le sein de la terre, il faut un procédé pour l'avoir pure.

Procédé pour extraire la chaux de la craie.

A cet effet, on lave la craie dans l'eau distillée et bouillante, on la dissout ensuite dans l'acide acéteux distillé, et on la précipite par le carbonate d'ammoniaque; on lave le précipité, on le calcine, et le résidu forme de la chaux pure.

Préparation des coquilles d'huitres pour obtenir la chaux pure.

Un autre moyen de se procurer de la chaux, est de l'extraire des coquilles d'huitres.

A cet effet, on prend de ces coquilles; on les lave dans plusieurs eaux, et on les fait bouillir ensuite, afin de leur enlever une partie mucilagineuse qu'elles retiennent toujours; l'eau dissout aussi quelques matières salines. On les met ensuite daus un fourneau, et on les calcine à blanc. Après cette première calcination, on peut les introduire dans une cornue de terre ou de porcelaine, et chauffer jusqu'au rouge: le résultat est une chaux très-pure. C'est ce qu'on nomme *chaux vive*.

Chaux vive.

Pour conserver cette chaux, il faut la renfermer dans des flacons de verre bien bouchés; elle peut durer ainsi des années sans être altérée.

Chaux brûlée.

Quand on prépare la chaux dans les arts, il arrive souvent qu'elle est brûlée; dans cet état elle n'a plus les qualités de la chaux vive; elle est recouverte d'une espèce d'enduit, qui ressemble à une vitrification manquée.

La terre calcaire, dépourvue d'eau et d'acide, et réduite à son état de simplicité, est une substance blanchâtre; mise dans la bouche, elle développe une saveur urineuse, âcre, chaude, presque caustique, verdissant fortement le syrop de violette, ne faisant point d'effervescence avec les acides.

Chaux éteinte à l'air.

Exposée à l'air, elle attire l'eau atmosphérique dans son extinction. L'humidité qui la pénètre la fait fendre, se gonfler; et elle le réduit en poudre. Son poids augmente, et son union avec l'acide carbonique qu'elle a soutirée de l'atmosphère, la rend effervescente : elle repasse insensiblement à l'état de terre calcaire, et de chaux vive qu'elle était, devient chaux éteinte. Ces phénomènes sont d'autant plus prompts et plus marqués, que l'air est plus humide. Il s'excite de la chaleur, pendant cette extinction sèche, car l'eau s'y trouve solidifiée, le thermomètre y monte jusqu'à 120 degrés.

La chaux se divise et se dilate avec assez d'effort pour écarter les parois des vases de bois, et surtout des tonneaux, dans lesquels on la renferme.

Chaux éteinte à l'air, chauffée dans un canon de fusil.

Il est facile de priver la chaux éteinte de l'humidité et de l'acide qu'elle a prise dans l'atmosphère.

On la met, à cet effet, ou dans un canon de de fusil, ou dans une cornue de grès, de porcelaine; on chauffe fortement, et elle repasse à l'état de chaux vive.

Chaux éteinte avec peu d'eau.

L'eau a une action très-forte sur la chaux vive; lorsqu'on verse ce fluide en petite quantité sur cette substance; elle l'absorbe promptement, et paraît aussi sèche qu'auparavant; elle s'éclate, se brise en fragmens : la chaleur qui s'excite est assez forte pour produire un siflement remarquable. L'eau est réduite en vapeurs et exhale une odeur particulière; cette vapeur verdit le papier teint avec la mauve; enfin, la chaux est sous la forme d'une poussière blanche, très-fine; la chaleur, le mouvement et la fumée diminuent peu-à-peu, et cessent tout-à-fait: dans la nuit, cette extinction est lumineuse.

Chaux éteinte à sec.

Lorsque la chaux a absorbé toute l'eau à laquelle elle peut s'unir pour rester sèche, on l'appele, chaux éteinte à sec : elle ne s'échauffe plus.

Chaux délayée dans l'eau, improprement appellée *lait de chaux.*

Si l'on mêle avec la chaux, la quantité d'eau nécessaire pour la délayer, on forme *le lait de chaux.*

Chaux dissoute dans l'eau.

On donne à cette liqueur une transparence parfaite, en y ajoutant une assez grande quantité d'eau pour dissoudre complettement la chaux; il faut environ quatre cent cinquante parties d'eau contre une de chaux.

Eau de chaux.

C'est ce que l'on connaît sous le nom d'*eau de chaux.*

Cette eau est claire, limpide; son poids est peu sensiblement au-dessus de l'eau : elle a une saveur âcre, urineuse, verdissant le syrop violat, et en attire même la couleur.

Si on l'évapore dans des vaisseaux fermés, on en retire l'eau, et la chaux reste pure.

Eau de chaux à l'air. Carbonate calcaire, improprement appelé *creme de chaux*.

Exposée à l'air, elle se couvre d'une pellicule qui prend peu-à-peu de la solidité et de l'épaisseur. Si on enlève cette pellicule, il s'en reforme une autre, et ainsi de suite. Ces pellicules ont reçu le nom impropre de *crême de chaux*.

Dans ce cas, la chaux attire l'acide carbonique de l'atmosphère, et forme à la surface de sa dissolution, une croûte de craie, ou de carbonate calcaire.

Chaux et acides.

La chaux s'unit facilement aux acides, il en résulte des sels dont les uns sont insolubles, et les autres sont très-solubles.

Chaux et silice.

La chaux se combine, par la voie humide et par la voie sèche, avec la silice.

Des mortiers.

Lorsqu'on mêle du sable avec de la chaux nouvellement éteinte, ou bien avec de la chaux vive, arrosée d'un peu d'eau, dans le moment du mélange, ces deux corps prennent de la consistance, et forment ce qu'on appelle du *mortier*.

On en fait de diverses espèces.

Chaux alumine et autres terres.

Quoique la chaux soit parfaitement infusible ainsi que la silice, si on les chauffe ensemble, pourvu que la proportion de la première soit très-grande, elles se fondent.

Elle peut aussi faire entrer en fusion un tiers de son poids d'alumine.

Chaux et alumine, une partie de chaque. Silice, deux parties. Fondre le tout dans un creuset à un feu de forge.

Le mélange de ces trois substances fond plus facilement et plus complétement que la chaux avec l'une et l'autre de ces terres : c'est ainsi qu'une partie de chaux et une d'alumine, peuvent faire entrer en fusion deux, et même deux parties et demie de silice.

La nature intime de la chaux n'est pas connue.

On emploie la chaux dans une grand nombre d'arts, et sur-tout pour la construction.

Baryte.

Baryte.

La baryte a d'abord été nommée *terre pesante* par Gahn et Schèele, qui en ont reconnu l'existance dans le spath pesant. Bergman l'a appelé *baryte*, de *barytes*, du mot βαρος, pesant.

Sulfate et carbonate de baryte natifs.

On la trouve toujours unie aux acides sulfurique et carbonique, prenant une couleur bleue, ou verte par le feu.

Procédés des citoyens Fourcroy et Vauquelin, pour obtenir la baryte pure.

Moyen de l'obtenir par le nitrate de baryte.

On prend du nitrate de baryte bien cristallisé; on l'expose à l'action du feu dans une cornue de porcelaine, ou plus simplement dans un creuset que l'on pose au milieu des charbons allumés.

Le nitrate se fond, se boursoufle, donne beaucoup de gaz oxigène et de gaz azote, sans fournir presque de vapeurs nitreuses; lorsqu'il ne s'en dégage plus de fluides élastiques, on trouve

dans la cornue froide et cassée une masse grise, solide, un peu caverneuse, d'une saveur âcre et plus brûlante que la chaux vive; c'est la baryte pure.

Baryte pure.

Au chalumeau, sur un charbon, cette terre se fond, bouillonne, forme des globules qui pénètrent bientôt le charbon.

Exposée à l'air.

A l'air, elle s'éfleurit, se divise, éclate avec effort, se boursoufle, s'échauffe et blanchit; en s'éteignant ainsi avec rapidité, elle absorbe 0,22 de son poids d'eau et d'acide carbonique.

Elle verdit le syrop violat.

Action de l'eau; baryte solidifiée et cristallisée par l'eau.

Elle absorbe l'eau avec une extrême avidité; elle fuse avec bruit, s'échauffe considérablement, solidifie l'eau, se cristallise et se durcit tellement avec elle, qu'elle devient une espèce de ciment très-tenace, très-adhérent au verre.

Un peu plus d'eau la change en poudre blanche très-volumineuse.

Si on la couvre entièrement d'eau, elle s'y dissout avec un grand sifflement; elle se cristallise ensuite en aiguilles transparentes, qui se groupent et adhèrent entr'elles, comme les molécules du plâtre gâché.

Dissolution froide de baryte.

Dissolution chaude de baryte.

L'eau froide en dissout un 25[e]. de son poids; l'eau bouillante en prend plus de la moitié, et dépose, en refroidissant, des prismes transparens, très-beaux, qui s'efleurissent et deviennent pulvérulens à l'air.

Dissolution de baryte exposée à l'air.

La dissolution de baryte se couvre plus promptement d'une croûte à l'air, et se précipite plus

abondamment par l'acide carbonique, que ne le fait l'eau de chaux.

Baryte et acide phosphorique et phosphoreux.

Les acides phosphoriques et phosphoreux précipitent la dissolution de baryte, et les précipités se redissolvent à l'aide d'un excès de chacun de ces acides respectifs.

Baryte et acide sulfurique et sulfureux.

Avec les acides sulfurique et sulfureux, elle forme des sels insolubles.

Baryte et terres.

On a cherché à combiner la baryte avec quelques terres, mais les essais que l'on a fait ne présentent encore qu'une espèce de frite, et non une vitrification parfaite.

Strontiane.

Strontiane.

On vient de découvrir en France une grande quantité de cette terre.

Le citoyen Lelièvre a annoncé à l'Institut national, qu'on avait trouvé dans la glaisière de Bouvron, près Toul, département de la Meurthe, du sulfate de strontiane.

Procédé pour extraire la strontiane du sulfate.

On convertit le sulfate de strontiane en sulfure à l'aide du charbon, après avoir préalablement enlevé par un acide le carbonate de chaux qui y est mélangé.

Strontiane pure.

On décompose ensuite le sulfure par l'acide nitrique; si on chauffe ce nitrate dans un creuset, il s'y décompose entièrement, et la strontiane reste pure. *Voy.* aussi sulfate de strontiane.

En contact avec l'air.

Exposée à l'air, elle s'éfleurit et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu.

Action de l'eau.

La strontiane est soluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement.

L'eau bouillante en dissout trois parties, l'eau froide $\frac{1}{200}$; elle verdit le sirop violat.

Dissolution de strontiane exposée à l'air.

Si on expose à l'air une dissolution de strontiane, elle se recouvre d'une pellicule comme la baryte, il se forme un carbonate de strontiane.

On opère le même effet, si à l'aide d'un chalumeau, on insufle dans cette dissolution.

Strontiane et acides.

Cette terre se combine très-bien avec les acides; il en résulte des sels qui seront examinés.

Strontiane et corps combustibles.

Dissolution du muriate de baryte dans l'alcool, ainsi que celle de strontiane, pour montrer la flamme différente.

Sa précipitation d'un acide par la baryte.

La strontiane qu'on obtient par la décomposition du nitrate, se combine très-bien avec quelques corps combustibles, tels que le phosphore, le soufre et l'hidrogène sulfuré. On obtient ces différens composés comme ceux de la baryte, et ils jouissent des propriétés analogues à celles des combinaisons de cette dernière substance.

DIX-NEUVIEME LEÇON.

Dix-neuvième Leçon.

Des alcalis.

Des alcalis.

Propriétés générales.

Les alcalis sont des corps solides ou liquides qui ont une saveur âcre, caustique et lexivielle, qui sont très-dissolubles dans l'eau, et attirent l'humidité de l'air, verdissent les couleurs bleues végétales, et s'unissent aux acides avec beaucoup de force.

Ils sont au nombre de trois, la potasse, la soude et l'ammoniaque.

De la potasse.

Potasse.

Le mot de potasse signifie *cendre de pot.*

La potasse est un corps indécomposé, d'une couleur blanche extrêmement caustique, c'est-à-dire, qui agit avec beaucoup d'énergie sur les substances animales, qui les dissout, les décompose, et forme avec elles une sorte de savon, en séparant du carbone, de l'hidrogène et de l'azote à l'état d'ammoniaque.

C'est en brûlant des végétaux qui contiennent tous une plus ou moins grande quantité de potasse, que l'on prépare cette substance, comme nous l'expliquerons à l'article carbonate de potasse; nous ne devons examiner ici cette substance que dans son état de pureté.

Procédé pour obtenir l'alcali caustique.

Pour l'obtenir, voici le procédé qui m'a paru le plus simple.

Appareil. — *Voyez* Annales de Chimie, tome 22, page 137.

L'appareil consiste en plusieurs baquets en bois blanc ; on met au fond du sable de rivière, qu'il faut avoir soin de bien laver ; on en ajoute par-dessus une autre couche, mais plus fin, et l'on recouvre le tout d'une toile sou-poudrée de cendre ; d'une autre part, on fait un trou au fond du baquet, afin d'y ajuster un tube de verre pour laisser couler la liqueur qui se filtre.

Les choses ainsi disposées, on prend parties égales de chaux vive et de potasse, sur-tout, lorsque la chaux est bien caustique ; dans le cas contraire, on peut prendre vingt parties de chaux sur quinze de potasse ; on met de l'eau dans une marmite de fer, on la fait chauffer de manière qu'elle soit prête de l'ébullition, alors on ajoute la chaux qui, par son extinction, la porte à cet état ; lorsqu'elle est éteinte, on y mêle la potasse, et on forme du tout une bouillie épaisse, qu'on laisse un peu refroidir. On verse ensuite le mélange dans des baquets que l'on recouvre d'eau sur-le-champ ; et pour éviter, en la jetant sur la matière, qu'elle ne fasse des trous, on y place une petite planche qui s'élève avec l'eau.

Il faut avoir soin de placer des cruches ou autres vases, pour recevoir la liqueur qui s'écoule par le tube ; et pour que la lessive n'absorbe pas l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère, on doit boucher légèrement les vases, de manière à empêcher la circulation de l'air extérieur.

Il est aussi nécessaire de tenir toujours de l'eau sur le mélange, et on cesse de recueillir, lorsqu'elle sort insipide par le tube.

Les liqueurs qu'on obtient, sont, jusqu'à la fin, à-peu-près au même degré; car elles s'affaiblissent tout d'un coup, ce qui évite d'avoir des liqueurs faibles.

Pour évaporer les eaux, on peut se servir de marmites de fonte; on commence par les dernières qui sont un peu plus faibles, pour éviter de tenir les plus fortes long-temps en contact avec l'air, et l'on emploie une forte ébullition.

Lorsqu'elle est concentrée jusqu'à un certain point, le sulfate de potasse cristallise et se précipite.

Potasse caustique, solide, en masse.

Si l'on veut obtenir la potasse caustique sèche, on verse la liqueur rapprochée dans une plus petite marmite, on achève ensuite de l'évaporer, jusqu'au point qu'en la coulant sur une plaque de fer ou de marbre, elle se fige.

Purification de la potasse.

On met cette potasse concrète dans un flacon, on verse dessus de l'alcool très-pur. La potasse seule s'y dissout; les sulfate et muriate de potasse, les portions de terre et même d'acide carbonique qu'elle retient opiniâtrément, ou qu'elle a repris dans l'air pendant l'évaporation, restent au fond de la dissolution. On décante la liqueur claire, on la met dans une cornue, et l'on distille. Quand on veut l'avoir très-pure, on fait évaporer la dissolution dans une bassine d'argent;

Potasse caustique solide cristallisée.

elle cristallise en refroidissant, en lames blanches, qui ont quelquefois un centime de long.

Id. — non cristallisée.

Au lieu de la laisser cristalliser, on peut la rapprocher jusqu'à siccité.

La potasse verdit les couleurs bleues végétales.

Potasse fondue dans un creuset, et volatilisée.

Elle se fond à une température modérée ; et si on la soumet à un feu violent, elle se volatilise.

Potasse à l'air, fondue spontanément.

Si on la laisse en contact avec l'air atmosphérique, elle se liquéfie très-promptement, et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu.

Dans son état de pureté, elle ne fait point effervescence avec les acides.

Potasse et eau.

La potasse a une grande affinité pour l'eau ; elle l'enlève à presque tous les autres corps de laquelle elle sépare beaucoup de calorique.

Potasse et soufre.

La potasse se combine bien au soufre, et forme un composé qu'on appelloit autrefois *foie de soufre*, et qui porte maintenant le nom de *sulfure*. Ces combinaisons peuvent s'opérer par la voie humide et par la voie sèche.

Manière de préparer le sulfure de potasse.

Par la première méthode, on fait bouillir l'alcali avec le soufre dans l'eau, en ayant soin de ne point employer de vases métalliques, car ces combinaisons agissent sur presque tous les métaux, et en dissolvent plus ou moins. Par le deuxième procédé, on fait fondre ensemble parties égales de soufre et d'alcali dans un creuset d'argille ; il résulte une masse solide d'un brun rougeâtre plus ou moins foncé, et qui ressemble assez au foie de certains animaux, et c'est pour

Sulfure de potasse par la fusion.

cette raison qu'on avoit nommé les sulfures, *foies*.

Le sulfure de potasse est fusible. — Il est dissoluble dans l'eau, il se forme de l'hidrogène sulfuré.

Sulfure de potasse liquide.

L'hidrogène sulfuré s'unit alors en grande quantité avec la base alcaline, et forme avec elle une combinaison, que Berthollet distingue par le nom d'hidro-sulfure.

Hidrogène sulfuré.

Pour obtenir l'hidro-sulfure de potasse, on prend de la potasse préparée par l'alcool; on s'assure de sa parfaite saturation, en laissant prendre à la liqueur un excès d'hidrogène sulfuré; ensuite on chasse cet excès par la chaleur.

Hidro - sulfure de potasse.

On peut se procurer un apperçu des proportions de l'hidrogène sulfuré qui se trouve dans un sulfure, en précipitant, avec sa dissolution, une dissolution de cuivre.

Les sulfures alcalins, ou les combinaisons du soufre avec une base alcaline, ne peuvent exister que dans l'état sec; dès qu'on la dissout par l'eau, il se forme de l'hidrogène sulfuré; Berthollet désigne cette combinaison du soufre et de l'hidrogène sulfuré avec une base, par le nom de sulfure hidrogéné.

Sulfure hidrogéné.

Ainsi on a des sulfures, des hidro-sulfures, et des sulfures hidrogénés: ceux-ci ne peuvent être considérés dans un état de saturation respective de tous leurs principes, que lorsqu'on en a précipité le soufre surabondant par l'hidrogène sulfuré. *Voyez* le Mémoire de Berthollet, Annales de Chimie, tome 25, page 253.

Il est d'autant plus convenable d'indiquer l'existence de l'hidrogène sulfuré dans le sulfure hidrogèné, que c'est par son moyen que le soufre reste uni à l'alcali et à l'eau.

Le sulfure de potasse, ainsi que tous les sulfures, sont décomposés par l'action du feu qui en chasse le soufre et laisse la base pure; ils s'emparent de l'oxigène de l'air. *Voy.* Eudiomètre à sulfure, par Guiton.

Les acides les décomposent aussi, en s'emparant de leurs bases, et en précipitant le soufre; il se forme constamment dans ce cas du gaz hidrogène sulfuré, dont le dégagement rapide produit une effervescence plus ou moins vive, suivant l'état des sulfures et celui des acides.

Sulfure de potasse, et gaz acide muriatique oxigèné.

Si on fait passer du gaz acide muriatique oxigèné à travers une dissolution de sulfure de potasse, le sulfure est porté à l'état de sulfate.

Potasse et silice.

La potasse se combine à la silice par la voie sèche, et l'entraîne dans sa fusion; elle forme alors un corps transparent, connu sous le nom de verre. Ce corps diffère suivant la quantité respective de silice et de potasse qui le constituent.

Potasse silicée dissoute dans l'eau.

Si on emploie trois ou quatre parties de potasse sur une de silice, il en résulte un verre mou, cassant, qui attire l'humidité de l'air, et qui devient opaque et fluide. Ce verre se dissout dans l'eau a l'aide de l'alcali surabondant; cette dissolution porte le nom de *liqueur des cailloux*.

Liqueur des cailloux.

Procédé pour obtenir la potasse silicée liquide.

Pour préparer cette potasse silicée liquide, on prend une partie de sable que l'on réduit en pou-

dre, et quatre parties de potasse. On met ces deux substances dans un creuset qu'on ne remplit qu'à moitié; on place le creuset dans un fourneau de forge : aussitôt que la matière entre en fusion, elle se gonfle considérablement; elle continue même de se boursoufler jusqu'à ce que l'alcali ait dissous toute la silice. On tient le creuset ouvert, tant que cette effervescence a lieu : lorsqu'elle est passée, on couvre le creuset; on augmente un peu le feu, pour faire prendre à la matière une belle fusion; alors on verse ce que contient le creuset dans un mortier de fer bien sec, ou sur une plaque de fer : la matière, en se refroidissant, se fige et prend l'apparence d'un verre.

On pulvérise cette matière, et on la dissout dans l'eau; c'est la *liqueur des cailloux*.

Silice précipitée par un acide.

Les acides la décomposent, et en précipitent la silice.

Potasse et alumine.

On peut faire avec l'alumine et la potasse, les mêmes expériences que celles que nous venons d'indiquer.

Séparation de silice et d'alumine de la chaux par la potasse.

Précipitation de l'alumine par un acide.

On verra que la potasse a la propriété de séparer la silice et l'alumine de la chaux, quand ces substances se trouvent unies. On peut même, à cet effet, faire un mélange de ces trois terres, et en faire la séparation au moment de la leçon.

De la soude pure.

De la soude pure.

Les caractères phisiques de la soude ressemblent parfaitement à ceux de la potasse, et il est

impossible de les distinguer l'une de l'autre, lorsqu'elles sont à l'état de pureté. Il paraît cependant que la soude caustique attire moins fortement l'humidité de l'air, et qu'elle se résout moins facilement en liqueur.

Ce n'est donc que par les combinaisons chimiques, sur-tout avec les acides, que l'on peut reconnaître la potasse d'avec la soude.

On retire la soude des plantes marines par la combustion.

Soude caustique solide, ou pierre à cautère.

La soude se trouve toujours mêlée à plusieurs autres substances salines et terreuses, dont il faut la séparer; et l'on y parvient, en se servant du procédé que nous avons indiqué pour la potasse.

Soude. — cristallisée.

Lorsqu'elle est pure, elle a une saveur aussi forte que la potasse; elle verdit le syrop violet.

Elle se fond au feu, se volatilise à une chaleur violente.

Soude déliquescente à l'air et dessechée.

En contact avec l'air, elle en attire l'humidité.

Dissoluble dans l'eau avec chaleur.

Sulfures. { Solide. Liquide.

Se combine très-bien avec le soufre; d'où il résulte un sulfure.

Hidro-sulfure de soude.

Mêmes expériences sur ce sulfure, comme sur celui de potasse.

Soude et silice.

La soude se combine très-bien par la voie sèche avec la silice, et forme un verre.

Les verriers y ont même reconnu une plus grande fusibilité, et une plus grande adhérence à la silice qu'à la potasse; ce qui fait qu'ils l'emploient préférablement à cette dernière, dans la fabrication du verre.

De l'ammoniaque.

De l'ammoniaque.

On ne connaît encore qu'une seule espèce d'alcali volatil.

Presque tout l'ammoniaque dont on fait usage dans le commerce, et dans la médecine, est fourni par la décomposition du muriate d'ammoniaque. Nous connaîtrons la manière d'extraire cette ammoniaque, à l'article du muriate.

Ammoniaque liquide. Manière d'obtenir le gaz ammoniaque.

Pour obtenir le gaz ammoniaque, on met de l'ammoniaque liquide dans une fiole à médecine; on y adapte un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans l'appareil à mercure. On chauffe légèrement la fiole, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz.

Propriétés phisiques de ce gaz.

Ce gaz a une saveur âcre et caustique, une odeur vive et pénétrante.

Il est plus léger que l'air atmosphérique.

Il verdit promptement et fortement les couleurs bleues des violettes, de la mauve, des raves, etc.

Il tue promptement les animaux.

Il est impropre à la combustion.

Plusieurs cloches remplies de ce gaz.

Si on remplit une cloche de gaz ammoniaque, et que l'on y plonge une bougie allumée,

La bougie s'y éteindra plusieurs fois de suite; mais à chaque fois, la flamme sera considérablement agrandie par la réunion d'une autre flamme de couleur jaune pâle; et à la fin, cette flamme légère descendra du haut de la cloche jusqu'au fond. Si on présente seulement la bougie allumée

à l'orifice de la cloche, remplie de gaz ammoniaque, la flamme jaunâtre s'élèvera d'environ trois centimètres plus haut que celle de la bougie.

Le gaz ammoniaque se dilate beaucoup par son union avec le calorique.

L'air atmosphérique ne se combine point avec ce gaz; il ne fait que l'étendre et le diviser.

Gaz ammoniaque et eau, ammoniaque liquide.

L'eau absorbe promptement le gaz ammoniaque, c'est ce qui constitue l'*ammoniaque liquide.*

Eponge, liège, charbons.

A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie de ce gaz, soit de l'eau, soit une éponge mouillée, du liège, du charbon : de telle manière qu'on fasse cette expérience, il y a absorption; le gaz se dissout dans l'eau, et le mercure remonte dans la cloche.

Glace et gaz ammoniaque.

Si on lui présente l'eau à l'état de glace, elle se fond sur-le-champ, et produit du froid; le contraire arrive avec l'eau fluide.

Ammoniaque et soufre.

Sulfure d'ammoniaque, ou liqueur fumante de Boyle.

Le sulfure d'ammoniaque est le produit de la distillation d'un mélange de muriate d'ammoniaque, de chaux et de soufre; on l'a appelé liqueur fumante de Boyle.

Manière de préparer le sulfure d'ammoniaque, ou liqueur fumante de Boyle.

On mêle ensemble dans un mortier de marbre, trois parties de chaux éteinte à l'air, et tamisée; une partie de muriate d'ammoniaque, et une demi-partie de soufre sublimé. On introduit le mélange dans une cornue de grès, et on y adapte un récipient. Lorsque tout est disposé, on commence la distillation par un feu doux, la pre-

mière liqueur qui passe, a une teinte jaune, mais peu foncée, elle est fumante; la seconde a une couleur beaucoup plus foncée, et n'est point fumante; on peut alors augmenter le feu jusqu'à faire rougir la cornue.

D'après Berthollet, le sulfure d'ammoniaque doit la propriété d'être fumant à un mélange d'ammoniaque non combinée; il paraît que l'ammoniaque étrangère à la combinaison, s'évapore en tenant en dissolution de l'hidro-sulfure d'ammoniaque, et qu'au contact de l'air, elle l'abandonne pour se combiner avec l'air, qui ensuite, s'il est en assez grande quantité, dissout le précipité même qui vient de se former.

Le sulfure d'ammoniaque peut encore dissoudre à froid une quantité considérable de soufre; s'il est dans l'état fumant, c'est-à-dire, s'il a un excès d'ammoniaque, il dissout assez de soufre pour saturer cet excès, et il cesse d'être fumant.

Le sulfure d'ammoniaque saturé de soufre, a une couleur foncée et une consistance huileuse; l'hidrogène sulfuré n'en précipite point de soufre, même lorsqu'il est dans cet état; au moindre contact de l'air qui agit d'abord sur l'hidrogène, il blanchit, se trouble, et abandonne du soufre.

Sulfure hidrogéné d'ammoniaque.

Hidrogène sulfuré avec excès d'ammoniaque.

L'ammoniaque seule n'attaque pas le soufre; on voit donc que c'est aussi par le moyen de l'hidrogène sulfuré, que la combinaison triple se forme; qu'elle doit recevoir le nom de sulfure hidrogéné d'ammoniaque, et que, lorsqu'il est

fumant, c'est un hidrogène sulfuré avec excès d'ammoniaque.

Ammoniaque et acides.

L'ammoniaque s'unit aux acides, pour former des sels, dont quelques-uns ne cristallisent point. *Voy.* sels ammoniacaux.

Expériences pour démontrer la nature de l'ammoniaque.

Pour démontrer la nature de l'ammoniaque,

Gaz ammoniaque et gaz acide muriatique oxigéné.

1°. On mêle deux parties de gaz acide muriatique oxigèné, avec une partie en mesure de gaz ammoniaque, dans une cloche, au-dessus du mercure. Dès que ces deux corps sont en contact, il se produit une détonation vive, accompagnée d'une lumière jaunâtre : les deux gaz diminuent de volume, il en reste à peine le tiers; il se forme une portion de matière solide, qui s'attache aux parois de la cloche, et qui est du muriate d'ammoniaque : le gaz qui reste, n'a point d'odeur comme l'ammoniaque, ni de couleur comme l'acide muriatique; il ne se dissout plus dans l'eau, et n'entretient point la combustion; c'est donc du véritable gaz azote. On remarque aussi qu'il se forme un liquide clair et transparent, condensé sur les parois du vase, et qui n'est que de l'eau, dans laquelle il y a une certaine quantité de muriate d'ammoniaque en dissolution;

Gaz azote en provenant.

2°. On fait passer à travers de l'ammoniaque liquide, ou dissoute dans l'eau, du gaz acide muriatique oxigèné. Il se produit sur-le-champ, au milieu de la liqueur, une multitude de petites bulles de fluide élastique, qui s'élèvent à la surface, et que l'on rassemble dans une cloche remplie d'eau, par le moyen d'un tube communiquant

au flacon, qui contient l'ammoniaque. Ce gaz est parfaitement semblable à celui resté dans l'expérience précédente.

3°. On remplit aux trois quarts un tube de verre, alongé, d'acide muriatique oxigèné; on achève de le remplir avec de l'ammoniaque liquide, et on la renverse dans une soucoupe pleine d'eau : alors l'ammoniaque, par sa légéreté, traverse l'acide muriatique oxigèné; mais en le parcourant ainsi, il se produit une effervescence rapide : le fluide élastique qui l'occasionne, se rassemble à la partie supérieure du tube, et une partie se répand dans la jatte; le gaz qui se développe est encore semblable au précédent.

4°. On fait passer du gaz ammoniaque sur de l'oxide de manganèse réduit en poudre, et rougi dans un tube de porcelaine, et communiquant par un tube à une bouteille vide, plongée dans de la glace; bientôt il se produit des vapeurs rouges très-abondantes, auxquelles succèdent des vapeurs blanches, qui se condensent dans l'intérieur de la bouteille, en un liquide blanc transparent, qui a une odeur salée, piquante : on distille jusqu'à siccité ce liquide à une chaleur douce; le produit est sans saveur, sans odeur sensible; c'est de l'eau. Ce qui reste dans la cornue a une couleur blanche, fuse sur les charbons, s'enflamme sur un tesson rougi, et produit des vapeurs d'acide nitrique par l'addition de l'acide sulfurique, et de l'ammoniaque par la chaux; c'est donc du nitrate d'ammoniaque. L'oxide noir de man-

Ammoniaque passée à travers un tube chargé d'oxide de manganèse.
Voyez aussi la Leçon sur l'acide nitrique.

ganèse a changé de couleur; il est alors d'un brun pâle, et ne donne plus de gaz oxigène par l'action du feu.

Il est évident que dans ces expériences, l'ammoniaque se décompose ; que dans les trois premières, un de ses principes seulement, l'azote, mis à nud, s'est dégagé sous la forme de gaz, et que l'acide muriatique oxigéné perd son oxigène, puisqu'il se forme du muriate d'ammoniaque ordinaire ; que dans la quatrième, il se forme de l'acide nitrique et de l'eau, et que l'oxide de manganèse est désoxigéné, puisqu'il ne fournit plus ensuite de gaz oxigène par le feu. Il est bien facile alors de concevoir que l'ammoniaque est composé d'hidrogène et d'azote.

Ammoniaque et oxide de cuivre pour la décomposer.

On peut encore décomposer l'ammoniaque par l'oxide de cuivre ; dans ce cas, on revivifie l'oxide métallique par le moyen de l'ammoniaque : c'est ce que Berthollet a prouvé sur cet oxide combiné à l'ammoniaque, et poussé au feu à l'appareil pneumato-chimique.

A cette analyse de l'ammoniaque, on peut joindre la synthèse, en décomposant simultanément, par le procédé du citoyen Guyton, l'acide nitrique et l'eau, à l'aide de l'étain, du zinc, etc. alors il se forme du nitrate d'ammoniaque, qui provient de la réunion de l'azote, de l'acide nitrique décomposé avec l'hidrogène de l'eau, également décomposé par les métaux. Jamais l'ammoniaque ne se trouve libre dans cette opération, parce qu'à mesure qu'elle est formée, elle s'unit

à la portion d'acide nitrique, non encore décomposé, et arrête même la décomposition.

Priestley a aussi réduit le gaz ammoniaque en un fluide inflammable, en lui faisant éprouver une secousse rapide avec le fluide électrique.

Les expériences de Berthollet, ainsi que celles de Priestley, ont prouvé que quatre mesures de gaz ammoniaque contenaient 2,9 de gaz hidrogène, et 1,1 de gaz azote; ou en prenant les poids de ces deux fluides, celui du gaz azote contenu dans l'alcali, doit être à celui du gaz hidrogène, dans le rapport de 121:29.

Vingtième Leçon.

VINGTIÈME LEÇON.

Propriétés générales des sulfates.

Propriétés générales des sulfates.

Leur saveur, leur dissolubilité.

Les sulfates sont amers, il y en a de solubles et d'insolubles.

Action du calorique, du charbon, etc.

Soumis à l'action du calorique, ils se fondent et se volatilisent, mais ils ne se décomposent pas.

Tous sont décomposés par le charbon; il se forme des sulfures et de l'acide carbonique. Tous précipitent les dissolutions de baryte.

Manière de reconnaître un sulfate.

Action de l'alcool.

Pour reconnaître un sulfate en dissolution dans l'eau, on a trois moyens très-simples; 1°. par la baryte; 2°. au chalumeau, il se forme un sulfure; 3°. l'alcool précipite sur-le-champ toutes les dissolutions de sulfates, et les précipite cristallisés.

L'ordre d'attraction des bases pour l'acide sulfurique est comme il suit.

Baryte, potasse, soude, strontiane, chaux, ammoniaque, magnésie, glucine, alumine et zircone.

Sulfate de baryte.

Sulfate de baryte.

Plusieurs variétés de sulfate de baryte natif, bien cristallisé.

On a long-temps regardé le sulfate de baryte comme une pierre: on l'appelait terre pesante, spath pesant.

On

On le trouve dans la nature, mêlé à l'alumine, au plâtre, aux mines, filons, gangues, etc. Il est cristallisé en rhombes, prismes à six pans; il est souvent blanc, demi-transparent, gris, opaque, jaune, vert, etc. Souvent il est accompagné de sulfure de fer.

Il est sans saveur, insoluble, sa pesanteur varie par sa contexture, ou par les matières étrangères qu'il contient.

Il perd au feu son eau de cristallisation; il ne fond qu'à un très-grand feu, il se ramollit et coule ensuite, mais il ne coule jamais liquide; il fond en globules au chalumeau.

On met en poudre du sulfate de baryte, on le mêle avec un huitième de son poids de charbon, on chauffe le tout dans un creuset: on obtient ainsi un sulfure de baryte que l'on fait cristalliser. On réduit ensuite les cristaux en poudre, on verse dessus de l'acide nitrique ou muriatique; il se forme un nitrate ou un muriate de baryte, que l'on décompose par le carbonate de potasse, dont on chasse l'acide par la chaleur ou à l'aide du mélange du charbon.

Sulfate de baryte et charbon.

Sulfure de baryte produit de cette décomposition.

Nitrate, ou muriate de baryte.

Lorsqu'on verse de l'acide nitrique sur le sulfure de baryte, l'eau se décompose; il se dégage du gaz hidrogène sulfuré et du gaz nitreux. Le soufre se précipite, presque toujours mêlé de charbon; il faut pour s'assurer si la décomposition est complète, mettre excès d'acide.

Lorsqu'on prépare le sulfure de baryte, il se forme une proportion beaucoup plus grande d'hidrogène sulfuré que dans les autres sulfures ; ce qui dépend principalement de la forte tendance qu'a la baryte à se combiner avec l'acide sulfurique, et ce qui explique l'odeur beaucoup plus vive qui se dégage dans la décomposition de ce sulfure, que dans celles des autres. On voit par-là pourquoi, lorsqu'on dissout un sulfure de baryte, il reste une portion considérable de sulfate de baryte, mais c'est un sulfate régénéré.

Le sulfure de baryte a des caractères qui le distinguent, et qui méritent de fixer notre attention.

Si l'on fait évaporer une dissolution d'un sulfure de baryte qui vient d'être préparé, il se forme une cristallisation confuse et abondante. Qu'on filtre promptement la partie cristallisée, qu'on la soumette à la presse dans du papier, qui s'imbibe de la liqueur, on a une substance cristalline et blanche, qui est de l'hidro-sulfure de baryte ; la liqueur qui s'en est séparée, est du sulfure de baryte, lequel contient, comme tous les autres sulfures dissous, une portion considérable d'hidrogène sulfuré.

Pierre phosphorique, phosphore de Boulogne.

Le sulfure de baryte, ainsi que le sulfate, présente un phénomène, dont nous devons la connaissance à Vincenzo Casciarolo, cordonnier d'Italie.

Procédé pour rendre le sulfure, ou sulfate de baryte, phosphorescent.

On prend du sulfure, ou du sulfate de baryte, on le réduit en poudre dans un mortier de verre ;

on en fait une pâte avec un peu de mucilage de gomme adragant; on en forme des gâteaux, minces comme des lames de couteau; on fait sécher ensuite ces gâteaux, et on les calcine fortement en les mettant au milieu des charbons dans un fourneau qui tire bien : on ne les en retire que lorsque le charbon est consumé et le fourneau refroidi; on les nétoie par le moyen d'un souflet; on les expose à la lumière pendant quelques minutes, et en les portant dans un lieu obscur, on les voit briller comme un charbon ardent. Ces gâteaux luisent même dans l'eau; ils perdent peu-à-peu cette propriété, et on la leur rend en les chauffant de nouveau; c'est ce qu'on nomme *phosphore de Boulogne*.

Phosphore de Boulogne.

Sulfate de baryte et alcalis.

Les alcalis ne décomposent pas le sulfate de baryte; aussi, faut-il l'attaquer par double affinité.

Pour cela, on chauffe dans un creuset, deux parties de sulfate de baryte, avec une de carbonate de potasse; il se forme alors du carbonate de baryte et du sulfate de potasse; c'est ainsi que Schèele et Bergman en ont extrait la baryte pure.

Sulfate de baryte et acides.

Les acides forts n'ont point d'action sur le sulfate de baryte, parce que l'acide sulfurique est le plus adhérent de tous à la terre, qui sert de base à ce sel.

Le sulfate de baryte n'est d'aucun usage; on en extrait la baryte pour l'usage de la chimie.

Sulfate de potasse.

Sulfate de potasse.

Le sulfate de potasse existe dans les végétaux, on le retire par incinération.

Il y a des salins du commerce qui contiennent moitié de leurs poids de sulfate de potasse.

Les cendres des végétaux en tiennent une très-grande quantité; sur-tout ceux qui croissent loin de la mer; car, près de la mer, ils contiennent de préférence du sulfate de soude.

Ce sel portait autrefois différens noms, tels que *tartre vitriolé*, *sel de duobus*, *sel polychreste*, *arcanum duplicatum.*

Préparation de ce sel.

Pour préparer ce sel, on met dans une terrine de grès, quatre parties de potasse, que l'on fait dissoudre dans douze parties d'eau chaude. On verse peu-à-peu de l'acide sulfurique étendu d'eau : il se fait une vive effervescence, si l'on emploie la potasse du commerce; car, avec la potasse pure, il n'y en a pas : alors, on continue de verser de l'acide jusqu'à ce que la liqueur n'ait point de saveur alcaline, ni acide, ou jusqu'à ce que la liqueur ne change point la couleur du papier teint de tournesol : c'est ce que l'on nomme point de saturation; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'à légère pellicule. On obtient par refroidissement un sel, dont la forme est un solide à dix-huit côtés, terminé à chaque extrémité par une pyramide à six faces.

Le sulfate de potasse a une saveur amère, assez désagréable.

Sulfate de potasse en cristaux.

Sur les charbons ardens, il décrépite ; c'est le dégagement de son eau de cristallisation.

Sa décrépitation.

Il n'est pas décomposé par le calorique ; il se fond en un émail, si on l'expose à un grand feu.

Sulfate de potasse fondu.

Fondu au chalumeau, il est transparent, et devient opaque par refroidissement ; cela vient de ce que, quand un sel est dissout par l'eau, ou par le feu, ses molécules étant divisées, écartées, la lumière le traverse ; et, en se refroidissant, tout se resserre, la lumière ne passe plus, tout devient opaque.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Sulfate de potasse et air atmosphérique.

Le sulfate de potasse est décomposé par le charbon.

Id. — Traité par le charbon.

Si l'on chauffe fortement dans un creuset, parties égales de charbon et de sulfate de potasse, il se forme du sulfure de potasse ; le charbon absorbe l'oxigène de l'acide sulfurique, et se dégage à l'état de gaz acide carbonique.

On peut ainsi dans les arts, transformer du sulfate de potasse, en sulfure par le charbon ; et décomposant ensuite ce sulfure par la chaux, on obtiendrait un sulfure de chaux insoluble, et la potasse resterait à nud.

Ce sel n'est soluble qu'en 16 parties d'eau, d'autres disent 18, à la température de 15 degrés,

Sulfate de potasse, dissous.

En cristallisation.

échelle de Réaumur. L'eau bouillante paraît en dissoudre presque le quart de son poids : par refroidissement, on l'obtient cristallisée, pourvu toutefois que l'eau en soit parfaitement saturée ; sans cela, il faut employer l'évaporation.

Sulfate de potasse traité par l'acide nitrique.

Ce sel est décomposé en partie par l'acide nitrique.

On met dans une cornue de verre, parties égales de sulfate de potasse en poudre, et d'acide nitrique à 34 degrés. On y adapte un récipient, et l'on pose la cornue sur un bain de sable ; on soumet ensuite le mélange à la distillation.

Ou bien, on met le mélange dans un matras, on fait chauffer jusqu'à ce que le sel soit dissous, on verse la liqueur dans une capsule de verre : elle fournit, par le refroidissement, des cristaux de nitre ; cependant tout le sulfate n'est pas décomposé, on obtient encore du sulfate acide de potasse.

Id. — Avec l'acide muriatique.

L'acide muriatique opère le même effet.

Sulfate de potasse et baryte.

Parmi les substances terreuses, il n'y a que la baryte qui décompose ce sel.

Si l'on verse une dissolution de cette terre dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité de sulfate de baryte.

Le sulfate de potasse est d'usage en médecine.

Sulfate acide de potasse.

Sulfate acide de potasse. { Cristallisé. Fondu. Dissous.

Le sulfate de potasse a la propriété de se charger d'une plus grande quantité d'acide sulfurique,

qu'il ne lui en faut pour se constituer sulfate de potasse.

Si on distille de l'acide sulfurique, concentré sur du sulfate de potasse, ce dernier reste imprégné d'acide, et acquiert des propriétés nouvelles. Propriétés de ce sel.

Il rougit la teinture de violettes. Son action sur la teinture de violettes.

Il cristallise en grimpant sur les parois des vases, en aiguilles fixes; on a cru remarquer qu'il grimpait toujours vers le côté éclairé. Sa cristallisation.

Sa saveur est très-aigre, piquante et amère. Sa saveur.

Il fait effervescence avec les alcalis saturés d'acide carbonique.

Il se fond au feu, beaucoup plus facilement que le sulfate de potasse; il résulte une espèce de verre, ou d'émail blanc opaque, d'une saveur très-acide. De quelle manière il se comporte au feu.

Il est beaucoup plus dissoluble dans l'eau que le sulfate de potasse neutre. Sulfate acide de potasse et eau.

Si l'on ajoute du sucre à cette dissolution, on imite ainsi une sorte de limonade laxative.

Sulfate de soude.

Sulfate de soude.

Ce sel est plus abondant dans la nature, que le sulfate de potasse; on le trouve en assez grande quantité dans les eaux de la mer, dans celles de certaines fontaines salées, et sur-tout dans plusieurs eaux minérales, en Lorraine : on lui donne le nom de sel *d'Epsom*, nom d'un sel que l'on envoie d'Angleterre d'une fontaine nommée *Epsom*. Sulfate de soude de Lorraine, sel d'Epsom.

On l'a nommé aussi sel de Glauber, parce qu'il a été découvert par ce chimiste.

Manière de préparer le sulfate de soude pur.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on met dans une terrine de grès, des cristaux de soude, ou carbonate de soude : on les fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau chaude ; on verse peu-à-peu dans cette dissolution de l'acide sulfurique affaibli : il se fait une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique. On continue d'en mettre jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de mouvement, et que le mélange soit bien saturé ; ce que l'on reconnaît encore avec le papier réactif. On filtre la liqueur, et on la fait évaporer convenablement : elle fournit par le refroidissement de très-beaux cristaux.

Sa cristallisation.

Il cristallise en prismes à six pans canelés dans sa longueur, dont deux sont constamment plus larges que les autres ; il est terminé par une pyramide à deux pans, formant un toit.

Ce sel admet dans la formation de ses cristaux plus de la moitié de son poids d'eau.

Il a une saveur salée amère.

Sa fusion aqueuse et ignée.

Fourcroy distingue deux espèces de fusion dans les matières salines ; l'une qui est due à l'eau qui entre dans la formation de leurs cristaux, et qu'il appelle *fusion aqueuse*. L'autre est quand on opère à l'aide d'une grande chaleur ; il la nomme *fusion ignée*. La manière, dont le sulfate de soude se comporte au feu, va nous donner un exemple de ces deux espèces de fusion.

Lorsqu'on expose ce sel à l'action du calorique, il se liquifie assez promptement : cette fusion n'est donc qu'une dissolution de la matière saline par l'eau chaude.

Si l'on continue de faire chauffer ce sel, après l'avoir fait liquefier, il se dessèche, blanchit et coule : si on le laisse refroidir dans cet état, il ressemble à de l'émail blanc ; mais il n'est pas décomposé.

Enfin, si on l'expose long-temps à un feu violent, il se réduit en vapeurs.

Sulfate de soude en contact avec l'air.

L'air réduit peu-à-peu les cristaux de sulfate de soude ; ils tombent en une poussière blanche, très-fine. On donne à ce phénomène le nom d'*éflorescence*. Cet effet n'a lieu que parce que ce sel perd l'eau qui entre dans la combinaison de ses cristaux ; aussi, l'éflorescence n'est-elle jamais plus rapide et plus marquée, que lorsque l'air est très-sec, et par conséquent très-avide d'humidité ; il y a donc ici une affinité plus grande entre l'eau et l'air, qu'entre l'eau et la matière saline.

De l'éflorescence.

La nature du sel n'est pas changée ; on peut lui rendre sa forme cristalline, en lui restituant l'eau qu'il a perdue.

On peut faire, par le feu, l'opération lente à l'air.

Sulfate de soude décomposé par le charbon, le phosphore, etc.

On peut opérer sur le sulfate de soude comme sur le sulfate de potasse.

Il ne faut pas croire cependant que cette dé-

composition ait lieu, parce que ces substances enlèvent l'acide sulfurique ; mais, bien parce qu'ils s'emparent de l'oxigène de la base ; or, l'oxigène est là un principe éloigné de ce sel, tandis que la soude et l'acide en sont les principes prochains : ainsi, les combustibles agissent seulement sur un des principes éloignés, et l'on obtient un sulfure.

Si on décompose ensuite ce sulfure, à l'aide d'un acide, l'acide carbonique, on a un sel qui, étant calciné, donne de la soude pure.

On a proposé ce moyen pour décomposer le sulfate de soude ; mais le charbon seul ne suffit pas, il faut y joindre un carbonate calcaire ; dans ce cas, la chaux absorbe le soufre : mille parties de sulfate de soude, cinq cent cinquante parties de charbon, et mille de carbonate calcaire suffisent. On obtient un sulfure de chaux et du carbonate de soude, que l'on peut séparer par le lessivage.

Expérience de Schèele. Sulfate de soude et chaux vive.

Schèele a vu qu'en mêlant dans une dissolution de sulfate de soude, de la chaux vive, il se formait, en laissant le mélange exposé à l'air, du carbonate de soude, qui se cristallise et grimpe contre les parois du verre ; le même effet a lieu avec le muriate de soude.

Dissolution de ce sel dans l'eau.

Le sulfate de soude se dissout très-facilement dans l'eau et la refroidit. Ce froid provient de la quantité de calorique qu'absorbe le sulfate pour devenir liquide. A 10 degrés de chaleur, l'eau

n'en dissout que le 5e. de son poids ; l'eau bouillante dissout presque son poids de ce sel.

Sulfate de soude et glace.

Mêlé avec le double de son poids de glace, il produit 2 degrés de froid, la température étant au terme de la congellation.

Décomposition de ce sel par la baryte.

Parmi les substances terreuses, il n'y a que la baryte qui le décompose. En versant une dissolution de cette terre dans de l'eau saturée de sulfate de soude ; il se forme un sel insoluble, sulfate de baryte, et la soude reste dissoute dans l'eau.

Décomposition de ce sel par la potasse.

La potasse pure et caustique, mêlée à une dissolution de sulfate de soude, le décompose, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfurique que n'en a la soude.

Sulfate de soude et acides.

Le sulfate de soude se combine encore avec l'acide sulfurique ; il résulte un sulfate acide, comme celui de potasse.

Les acides nitrique et muriatique décomposent ce sel avec les mêmes circonstances.

Ce sel est beaucoup employé en médecine.

Sulfate de strontiane.

Sulfate de strontiane.

On ne connaissait pas autrefois ce sulfate, la strontiane se trouvait à l'état de carbonate terreux à Strontian, dans l'Argyleshire, dans la partie occidentale du nord de l'Ecosse, accompagnant un filon de mine de plomb. On vient d'en découvrir une grande quantité en France. *Voyez* Strontiane.

D'après les expériences de Vauquelin, le sul-

fate de strontiane natif, est composé de carbonate et de chaux 0,10; eau; 0,5 ; sulfate de strontiane 0,83.

Ce dernier est lui-même composé sur cent parties de strontiane 0,54; acide sulfurique 0,46.

Le sulfate de strontiane n'a pas de saveur; il est insoluble, très-blanc, lorsqu'il est pur; cristallisé, pesant.

Sulfate de strontiane et charbon.

Le charbon décompose le sulfate de strontiane, mais il faut préalablement enlever, par un acide, le carbonate de chaux qui y est mêlé : on se sert ordinairement d'acide nitrique ; on lave bien la partie non-soluble dans cet acide, et on la traite par le charbon, comme nous l'avons indiqué pour le sulfate de baryte.

Sulfure de strontiane.

Nitrate de strontiane.

Strontiane pure.

On obtient ainsi un sulfure de strontiane que l'on décompose par l'acide nitrique : il se forme un nitrate de strontiane; quand on veut avoir la strontiane pure, on chauffe ce nitrate dans une cornue, ou mieux, dans un creuset, l'acide nitrique se décompose, se dégage, et la strontiane reste pure.

Sulfate de chaux.

Différentes variétés de sulfate de chaux.

1°. En gros cristaux.

2°. En masses déposées.

3°. En petites écailles, etc.

Sulfate de chaux.

Le sulfate de chaux, connu vulgairement sous le nom de gypse, plâtre, sélénite, est très-abondant dans la nature.

On compte jusqu'à neuf variétés de sulfate de chaux.

Ce sel n'a pas de saveur sensible.

Action du calorique sur ce sel.

Au feu, il décrépite légèrement, et devient d'un blanc mat; il forme ce qu'on appelle le *plâtre fin*. Il perd par cette calcination environ 20 pour 100.

Exposé à l'air.

Dissolution du sulfate de chaux.

Ce sel n'est pas décomposable à l'air, il perd seulement un peu de sa transparence, et présente différentes couleurs et se brise. A l'humidité, il se dégrade facilement.

Il faut soixante-dix à soixante-douze parties d'eau pour en dissoudre une de sulfate de chaux. Après la dissolution, l'eau est plus pesante, d'une saveur fade, lourde sur l'estomac. L'eau des puits de Paris en tient en dissolution; car, si on la laisse déposer, on y trouve du sulfate de chaux en très-petits cristaux, ou en poussière grise.

Les légumes durcissent, si on les fait cuire dans ces sortes d'eaux. On peut faire cette expérience, en faisant cuire comparativement un légume (des haricots), dans de l'eau chargée de ce sel, et dans de l'eau pure. — Il faut prendre une quantité égale d'eau et de haricots, et les faire cuire dans le même espace de temps.

Sulfate de chaux décomposé par le carbone.

Le charbon décompose le sulfate de chaux; et, si le plâtre n'est pas bien sec, on obtient aussi du gaz hidrogène carboné.

Appareil.

On prend une cornue de grès, on y introduit un mélange de charbon en poudre et de plâtre, environ un 8e. de charbon, et sept 8e. de plâtre; on adapte à la cornue un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique.

Sulfure de chaux.

Le sulfate de chaux se réduit à l'état de sulfure, que l'on retrouve dans la cornue, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène carboné.

Hidro-sulfure de chaux.

Le sulfure de chaux contient moins d'hidrogène sulfurée que celui de potasse.

Quand on veut préparer l'hidro-sulfure de chaux, on délaie de la chaux dans de l'eau distillée, et on l'imprègne d'eau chargée d'hidrogène sulfuré : on sépare la liqueur, et on la sature avec excès de gaz hidrogène sulfuré.

Sulfate de chaux décomposé par la baryte, la potasse, la soude et la strontiane.

La baryte, la strontiane et les alcalis fixes ont plus d'affinité que la chaux, avec l'acide sulfurique. En versant une dissolution de ces substances dans une eau chargée de sulfate de chaux, il se forme un précipité.

Sulfate de chaux impur et acide muriatique.

Si on met digérer du sulfate de chaux impur, avec l'acide muriatique ; le sulfate de chaux se précipite en cristaux, et la chaux reste dissoute dans la liqueur.

Plâtre calciné.

On calcine le plâtre pour les bâtimens avec du bois, et la flamme le traverse ; il se forme en même temps, un peu de sulfure de chaux, aussi, si l'on gâche le plâtre frais cuit, il répand une odeur de soufre très-sensible.

Le plâtre calciné n'est pas pur, il s'y trouve de la chaux vive, qui est la cause de la chaleur qu'il prend lorsqu'on le gâche. Cette chaleur vient encore du calorique de l'eau solidifiée, qui se dégage pendant la cristallisation.

Plâtre pur et acides.

Si on verse un acide sur du plâtre pur, il n'y

a pas d'effervescence ; mais, si c'est de la pierre à plâtre, il y a effervescence, parce que l'acide carbonique du carbonate de chaux qui s'y trouve, se dissipe.

Lorsque le plâtre est cuit, et gardé trop long-temps, il fait effervescence avec un acide, parce que la chaux qu'il contient a eu le temps de reprendre de l'acide carbonique ; acide qu'il avait perdu par la calcination ; aussi, est-il essentiel, pour conserver le plâtre pur de le priver, autant qu'il est possible, du contact de l'air.

Si on gâche le plâtre calciné, il reprend son eau de cristallisation et la solidifie.

Le plâtre employé durcit ; 1°. parce que le sulfate de chaux se cristallise ; 2°. parce que la chaux absorbant l'acide carbonique, se purifie, et c'est l'entrelacement de ces cristaux de deux espèces, qui est la cause de la solidité.

C'est le carbonate de chaux qui est dans le plâtre, qui est cause que les plâtras se salpètrent très-promptement, lorsque les murs sont exposés à l'humidité et aux matières animales ; la chaux, alors, se combine avec l'acide nitrique qui se forme

---

Vingt-unième Leçon.

Suite des sulfates.

Sulfate d'ammoniaque.

VINGT-UNIEME LEÇON.

SUITE DES SULFATES.

Sulfate d'ammoniaque.

On nomme sulfate d'ammoniaque, le résultat de la combinaison de l'acide sulfurique avec l'ammoniaque.

On appelait autrefois ce sel, *vitriol ammoniacal, sel secret de Glauber*, parceque c'est ce chimiste qui l'a découvert.

On dit l'avoir trouvé en éflorescence blanche aux environs des volcans, et en cristaux autour de la bouche du Vésuve, et qu'on l'avait retiré de quelques eaux de Toscane ; on a dit aussi qu'on en avait vu à la surface de la terre, en éflorescence, comme le nitre aux environs de Turin ; mais cela paraît encore douteux. Bergman n'en a point trouvé dans les eaux qu'il a examinées ; cependant, comme il y a beaucoup de souffre et d'ammoniaque dans la nature, cette combinaison peut se former ; mais étant très-soluble dans l'eau, elle disparaît, elle attire même l'humidité.

Manière de préparer ce sel.

Pour préparer ce sel, on met dans un ballon du carbonate d'ammoniaque; on le fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau, on verse peu-à-peu dans cette dissolution de l'acide sulfurique,

furique, jusqu'à ce que le mélange soit au point de saturation ; il se fait chaque fois une une vive effervescence. Lorsque le mélange est saturé, on filtre la liqueur ; on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à légère pellicule ; ou bien on peut faire cristalliser ce sel spontanément, mais il faut une basse température et un repos parfait, et recouvrir la capsule d'une gaze ou d'un papier percé de petits trous.

Cristallisation de ce sel.

Ce sel cristallise en prismes comprimés à six pans, dont deux plus larges que les autres ; d'autres disent qu'il cristallise à quatre pans, terminés par une pyramide quadrangulaire.

Sa saveur est amère, urineuse.

Le sulfate d'ammoniaque fond dans son eau de cristallisation.

Action du calorique.

Sulfate d'ammoniaque en sublimation.

Id. — Sublimé et devenu acidule par la sublimation.

Si on le chauffe davantage, il se durcit et l'ammoniaque se dégage en partie, et si l'on continue l'action du calorique, il se volatilise au dôme de la cornue en sulfate acide d'ammoniaque ; ce qui vient de la double affinité qui s'exerce, sur-tout celle du calorique pour l'ammoniaque.

Cette décomposition démontre que le sulfate d'ammoniaque peut devenir sulfate acide, ainsi que le sulfate de potasse (1).

(1) Le sulfate acidule d'ammoniaque n'est pas décomposé par l'eau, il cristallise très-bien, il rougit la teinture de tournesol. Il ne faut cependant pas s'en rapporter à la rubescence de cette teinture, pour juger qu'un sel

Sulfate d'ammoniaque en contact avec l'air.

Il absorbe l'humidité de l'air en hyver, et presque pas en été.

Id. — d'ammoniaque et charbon.

Le sulfate d'ammoniaque ne peut pas être décomposé par les combustibles comme les autres sulfates, car il n'y a que la portion d'oxigène excédente dans l'acide sulfurique qui se dissipe; il ne reste que l'acide à l'état d'acide sulfureux: or cet acide sulfureux ne peut retenir tout l'ammoniaque; une grande partie se volatilise.

Dans cette expérience le charbon enlève l'excès d'oxigène, il reste de l'acide sulfureux et un sulfite; mais comme le sulfite se volatilise très-facilement, il se sublime, par ce moyen, il échappe à la décomposition du charbon, et il passe de l'ammoniaque et de l'acide carbonique.

Quelquefois même dans cette opération, il se forme de l'acide prussique, provenant du carbone et de l'ammoniaque.

Dissolution de ce sel dans l'eau.

Deux parties d'eau froide en dissolvent une de ce sel, et l'eau bouillante en dissout son poids; il cristallise par réfroidissement, mais la cristallisation est confus.

---

ammoniaque est à l'état d'acidule, car les sels ammoniacaux bien neutres rougissent si on les chauffe. Comme la teinture de tournesol n'est autre chose qu'une teinture rouge bleuie avec de la soude, l'ammoniaque que l'on éprouve, attire à lui la soude, et le tournesol paraît alors dans son état primitif. On s'assure de la parfaite neutralité de ces sels, en les essayant sur une dissolution de carbonate de magnésie; s'il y a présence d'acide, il y a effervescence.

Dans sa dissolution dans l'eau, il produit du froid, et ce froid est beaucoup plus sensible que celui que donnent les autres sels, attendu qu'il s'y dissout plus promptement.

Mêlé avec la glace, il produit un grand froid.

Sulfate d'ammoniaque et glace.

L'acide nitrique et muriatique ne décomposent pas entièrement ce sel.

Id. — d'ammoniaque et acides.

Le sulfate d'ammoniaque est décomposé par la baryte; il se forme un sulfate de baryte insoluble.

Décomposition de ce sel par les bases. Baryte.

La potasse et la soude forment avec ce sel, des sels solubles, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz.

Potasse. Soude.

La strontiane opère le même effet que la baryte.

Strontiane.

La chaux vive décompose aussi ce sel, le mélange s'échauffe et l'ammoniaque se dégage. Si l'on fait cette opération dans une cornue, on peut en extraire l'ammoniaque.

Chaux.

Sulfate de magnésie.

Sulfate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est connu en pharmacie sous le nom de sel d'*epsom*, parce qu'on le retirait d'Angleterre, d'une fontaine appellée *Epsom*.

Ce sel existe dans les eaux de la mer, et dans celle des puits de Paris, dans les eaux-mères d'où on a tiré le sel marin.

Il existe dans les pyrites martiales, dans les materiaux de l'alun, etc.

Sulfate de magnésie du commerce.

On purifie le sulfate de magnésie du commerce, en le dissolvant dans l'eau, et le faisant cristalliser.

Id. — rapidement cristallisé et purifié.

On peut aussi préparer ce sulfate en saturant la magnésie pure d'acide sulfurique.

Cristallisation de ce sel.

Dans le commerce, la cristallisation du sulfate de magnésie est confuse, ce sont des petites aiguilles.

Si on le fait cristalliser spontanément, on obtient des prismes à quatre pans égaux, lisses, terminés par quatre piramides égales. Pour l'obtenir ainsi, il faut en faire une dissolution dans l'eau froide, et l'exposer à l'air

Saveur, couleur.

Il est d'une amertume extrême. Toutes les eaux salées amères sont ordinairement des dissolutions plus ou moins fortes de sulfate de magnésie.

Il est d'un blanc grisâtre, un peu brillant.

En contact avec le calorique.

Exposé au calorique, il perd presque toute son eau de cristallisation, ce qui le réduit à presque moitié de son poids, il éprouve aussi une fusion aqueuse.

Fondu au feu. — Sa fusion.

A un feu violent il coule, mais il ne se décompose pas; et si, après avoir été fondu, on le verse dans un vase, il reprend l'humidité de l'air, et brise le vase qui le contient.

Action de l'air sur ce sel.

Il est légerement éflorescent à l'air bien sec. Le sulfate de magnésie est très-dissoluble dans l'eau, il ne demande que deux parties de

Sulfate de magnésie en dissolution.

ce fluide froid, pour être tenu en dissolution. L'eau chaude peut en dissoudre le double de son poids.

Pour décomposer ce sulfate par le charbon, on mêle ensemble du sulfate de magnésie avec un huitième de son poids de charbon en poudre : on introduit ce mélange dans une cornue de grès, à laquelle est adapté un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à l'appareil à gaz. A l'aide du calorique, le charbon s'empare de l'oxigène du sulfate, et il se forme du sulfure de magnésie. Il faut avoir attention de chauffer doucement, pour ne pas décomposer le sulfure lui-même, car le souffre tient peu à la magnésie : il passe sous la cloche du gaz hidrogène carboné; ce gaz provient de l'eau des matières qui se décomposent.

Sa décomposition par le charbon.

Sulfure de magnésie.

Si sur cette dissolution de sulfure de magnésie, on verse de l'acide sulfurique, on refait du sulfate de magnésie, et on en retire ainsi le soufre pur en filtrant. Puis, on peut, si l'on veut retirer la magnésie de la dissolution du sulfate qui s'est reformé en ajoutant un alcali caustique. La liqueur tient le soufre très-divisé, et passe à travers le filtre, mais il se floconne en le faisant bouillir.

Sulfure de magnésie en dissolution.

Si on ajoute à du sulfate de magnésie un peu d'acide sulfurique, on a un sulfate de magnésie avec excès d'acide, et si on y verse de l'ammoniaque, il ne s'y forme pas de précipité, parce

Sulfate de magnésie et acide sulfurique.

que l'ammoniaque ne décompose pas le sulfate de magnésie avec excès d'acide, mais il se forme un sel triple.

Décomposition de ce sel par toutes les bases.
1°. Par la baryte.
2°. — Potasse.
3°. — Soude.
4°. — Chaux.
5°. — Ammoniaque.

La baryte enlève l'acide sulfurique à ce sel. Si on emploie de la baryte dissoute dans l'eau pure, le sulfate de baryte et la magnésie se précipitent ensemble; mais si on emploie une dissolution acide, le muriate de baryte, par exemple, le sulfate de baryte se précipite, et la magnésie reste dans la liqueur à l'état de muriate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est de même décomposé par la potasse et la soude.

La potasse caustique précipite la magnésie en flocons blancs très-purs, et il se forme du sulfate de potasse.

La chaux précipite la magnésie du sulfate de magnésie; il se forme du sulfate de chaux, mais il faut opérer à grande eau.

L'ammoniaque décompose à froid une partie du sulfate de magnésie; mais le précipité est léger, et toute la magnésie n'en est pas séparée: car, si après avoir filtré, on essaye la liqueur avec la potasse, on a encore un précipité.

Sel ammoniaco-magnesien.

Mais si on fait évaporer lentement la liqueur, on a un sel triple, ammoniaco-magnésien.

Propriétés de ce sel.

Ce sel est amer, a une saveur urineuse, est moins soluble que le sulfate d'ammoniaque, et plus que le sulfate de magnésie; il cristallise en dodécaëdre, quelquefois à quatre pans.

Sa décomposition par le calorique.

Il se décompose au feu.

On reconnoît la présence de l'ammoniaque dans ce sel, en le triturant avec de la chaux.

Sa décomposition par la chaux.

On y reconnaît la magnésie, en le précipitant par un alcali caustique; et si l'on y ajoute après de la chaux avec un peu d'eau, l'odeur d'ammoniaque se dégage.

Lorsqu'on chauffe ce sel triple avec force, le sulfate ammoniacal s'évapore, et il reste du sulfate de magnésie au fond de la cornue.

Le sulfate ammoniaco-magnésien peut se former directement, en mêlant des dissolutions de sulfate de magnésie avec du sulfate d'ammoniaque : la liqueur se trouble sur-le-champ, et cristallise peu de temps après.

Sulfate de glucine.

Sulfate de glucine.

La glucine se combine très-bien avec l'acide sulfurique, soit lorsqu'elle est libre, soit à l'état de carbonate; dans ce dernier cas, il se produit une effervescence assez vive.

Sulfate de glucine en dissolution.

Le sel qui résulte de cette combinaison est très-soluble dans l'eau; en sorte que sa dissolution devient épaisse comme un syrop, avant de cristalliser : on ne connaît pas encore la forme des cristaux.

Sa saveur.

La saveur de ce sel est très-sucrée et légèrement astringente.

Action du calorique.

Exposé au feu, il se boursoufle comme l'alun; et si on le fait rougir assez fortement, il se dé-

compose entièrement : l'acide sulfurique s'échappe en vapeurs, et la terre reste pure.

Décomposé par le charbon.

Produit :

Sulfure de glucine.

Le charbon décompose, à l'aide du feu, le sulfate de glucine, et il en résulte un sulfure.

Action des acides sur ce sel.

Aucun acide ne décompose ce sel, d'où il suit que l'acide sulfurique l'emporte sur tous les autres par son affinité pour cette terre.

Action des substances terreuses et alcalines.

Les alcalis et les terres, excepté l'alumine, le décomposent, en s'emparant de l'acide sulfurique, avec lequel ils ont une attraction plus forte.

Sulfate d'alumine.

Sulfate d'alumine.

On connaît plusieurs états de sulfate d'alumine; le plus commun est le sulfate acide d'alumine, ou alun du commerce.

On le trouve dans le voisinage des volcans, sur les laves et sur plusieurs rochers. Pour obtenir le sulfate d'alumine, on expose les mines d'alun à l'air et à la pluie, ou on les fait brûler : le soufre qui s'y trouve, forme, par sa réunion avec l'oxigène qu'il absorbe, de l'acide sulfurique, et s'unit à l'alumine; on combine le tout dans l'eau à l'aide du feu, on le laisse refroidir, et l'on a du sulfate acide d'alumine pur.

On y mêle toujours un peu d'alcali, soit des cendres, soit du sulfate de potasse, même de l'urine pourrie; tous ces sels sont nécessaires pour l'obtenir cristallisée, et pour ôter sa viscosité. C'est ce qui fait que d'après les travaux de

Vauquelin, Annales de Chimie, tome 22, sur les diverses manières d'être de la combinaison de l'alumine avec l'acide sulfurique, qui se trouve en même temps uni à d'autres bases, on doit distinguer sept états dans cette combinaison ;

1°. Sulfate d'alumine ; c'est l'union artificielle de l'acide sulfurique et de l'alumine : ce sel est astringent, il cristallise en lames, ou feuillets pliants, soluble dans l'eau : ce sel n'était pas connu ;

2°. Sulfate acide d'alumine ; c'est le précédent avec excès d'acide : il n'en diffère que parce qu'il rougit les couleurs bleues végétales. On le fait aisément, en dissolvant le précédent dans l'acide sulfurique ; tandis qu'on ne le convertit que très-difficilement en sulfate d'alumine neutre, et qu'en le faisant bouillir long-temps avec sa terre : comme le premier, ce sel n'a pas été décrit ;

3°. Sulfate d'alumine et de potasse saturé ; c'est l'alun des chimistes, saturé de sa terre : ses caractères sont d'être pulvérulent, insipide, indissoluble, incristallisable, et de se convertir aisément en véritable alun par l'acide sulfurique ;

4°. Sulfate acide d'alumine et de potasse. Il est aisé à préparer chimiquement, il ressemble beaucoup à l'alun ordinaire ; cependant Vauquelin n'a trouvé que celui de la Tolfa qui soit de cette nature ;

5°. Sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque : on le fait facilement dans nos laboratoires ; il n'a point été rencontré pur dans le commerce ;

6°. Sulfate acide d'alumine, de potasse et d'ammoniaque; c'est la nature de l'alun le plus fréquemment fabriqué dans les manufactures : ainsi nous lui réservons le nom d'alun, pour le distinguer;

7°. Le sulfate acidule d'alumine et de potasse. Vauquelin propose ce nom, parce qu'en ajoutant un peu plus de potasse à la dissolution, qu'il n'est nécessaire pour en obtenir des cristaux octaëdres, il passe à la forme cubique.

De l'alun du commerce.

De l'alun du commerce, ou sulfate acide d'alumine, de potasse et d'ammoniaque.

On distingue six espèces d'alun dans le commerce;

Différentes espèces.

1°. Alun de glace; 2°. alun de Rome; 3°. alun de Naples; 4°. alun de Smyrne; 5°. l'alun de France : on en prépare dans les fabriques de Chaptal et à Javelle près Paris; on mêle l'eau acide, qui provient de la rectification de l'acide sulfurique, avec de l'argille de Gentilly dans des caisses de bois, exposées à l'air pendant cinq à six mois : ensuite on lessive la masse; 6°. on extrait l'alun de schistes éflorescens et des produits volcaniques.

Sa dissolution dans l'eau.

L'alun se dissout dans cinq fois son poids d'eau froide.

Sa cristallisation.

Il cristallise par refroidissement : ces cristaux sont des octaëdres, mais avec plusieurs modifications.

Ce sel se liquéfie à une douce chaleur ; il se boursoufle beaucoup, et il offre une masse très-volumineuse, légère, d'un blanc mat, et remplie de beaucoup de cavités. Il est peu altéré ; il rougit le syrop de violette, sa saveur est beaucoup plus forte : c'est ce qu'on nomme *alun calciné*.

Action du calorique. Alun exposé dans un creuset au milieu des charbons.

Alun calciné.

L'alun perd en chauffant ainsi son eau de cristallisation, et une très-petite partie de son acide. Car, si on fait cette expérience dans des vaisseaux clos, l'eau que l'on retire est acide. Cependant l'alun calciné est toujours avec excès d'acide ; cela vient de ce que les molécules d'alun, ayant une extrême affinité les uns avec les autres laissent aller l'acide qui y reste interposé.

Alun exposé à l'air.

Le sulfate d'alumine s'effleurit légerement à l'air.

Beaucoup de matières combustibles décomposent l'alun. Prenons pour exemple le charbon.

Sa décomposition par le charbon.

On mêle ensemble huit parties de charbon en poudre, sur une d'alun ; on introduit le tout dans une cornue, et l'on y adapte l'appareil pneumato-chimique.

A l'aide du calorique, on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique, et ce qui reste dans la cornue, est un sulfite d'alumine.

Pyrophore.

On décompose encore l'alun par les matières animales et végétales : cette décomposition produit une substance qui s'enflamme à l'air, et qu'on a appelé *pyrophore*.

Préparation du pyrophore.

On prend trois parties d'alun contre une de miel, de farine, de sucre ; l'une ou l'autre de ces

substances opèrent le même effet. On fait dessécher les deux matières dans une poële de fer, ayant soin de les remuer avec une spatule. Les matières se liquifient d'abord ; elles se boursouflent ensuite, et se réduisent en grumeaux : lorsque la matière est en cet état, on la pulvérise grossièrement : on achève de la dessécher, elle forme alors une poudre noire charbonneuse. On la met dans un petit matras à long col, il ne faut le remplir qu'aux trois quarts : on place ce matras dans un creuset avec du sable, et on en recouvre la boule : on met dans un fourneau le creuset qui contient le matras, et l'on chauffe par degrés, jusqu'à faire rougir le matras, ou jusqu'à ce qu'il sorte du matras une flamme bleuâtre, on la laisse brûler quelques minutes ; on ôte le feu du fourneau, et on laisse refroidir le matras ; on verse le pyrophore qu'il contient dans un flacon de cristal bien bouché.

Pyrophore résultant de l'operation.

Sulfure d'alumine.

C'est un vrai sulfure d'alumine, mêlé d'une petite quantité de charbon.

Si l'on verse un peu de ce sulfure sur du papier à l'air libre, il prend feu. Lorsque le pyrophore est un peu lent à brûler, on accélère son inflammation, en répandant dessus la légère vapeur humide qui sort de la bouche.

L'inflammation du pyrophore ne se fait que dans un air chargé d'humidité, il ne brûle pas à l'air sec ; l'humidité est absorbée par la matière, et le calorique de cette humidité dégagé, élève la température de cette matière ; alors, elle

brûle elle-même, le charbon et le soufre, dans cette combinaison, regénère de l'acide sulfurique et du sulfate d'alumine, et il se dégage un peu d'acide carbonique.

Il est si vrai que le pyrophore est du sulfure et du charbon, qu'étant dissous dans de l'eau, il se précipite du charbon; la liqueur qui reste est un hidro-sulfure.

Hidro-sulfure d'alumine.

Tous les acides décomposent ce sulfure; l'acide nitrique précipite du soufre un peu rouge, ce qui provient, de ce qu'étant oxigèné par l'acide, il est à l'état d'oxide de soufre, et il se forme du nitrate d'alumine. On obtient sous la cloche, quand on fait cette expérience dans des vaisseaux fermés, du gaz azote et du gaz acide carbonique. Quand le gaz nitreux est tout décomposé, il cède son oxigène au pyrophore et le brûle, le soufre s'acidifie, et l'on retrouve un peu de sulfate d'alumine.

Sulfure d'alumine et acides.

Pyrophore et acide nitrique.

L'acide sulfurique concentré et l'acide sulfureux enflamment aussi le pyrophore.

Id. — avec l'acide sulfurique concentré, et avec l'acide sulfureux.

Le même effet a lieu dans le gaz acide muriatique oxigèné.

Id. — avec le gaz acide muriatique oxigèné.

L'alun est décomposé par la baryte, la chaux, la strontiane, la magnésie, la glucine, et par tous les alcalis; versés dans une dissolution de ce sel, ils en précipitent l'alumine. *Voyez* alumine, Leçon sur les substances terreuses.

Décomposition du sulfate d'alumine par les terres et les alcalis.

L'alun est d'un usage très-étendu, soit en médecine, soit dans les arts.

Sulfate de zircone.

Sulfate de zircone.

Manière de préparer les sels de zircone.

Pour que les combinaisons de la zircone avec les acides s'opèrent facilement, il faut qu'elle soit très-divisée et encore humide, telle qu'elle est lorsqu'elle vient d'être précipitée de ces dissolvans; si elle a été desséchée au feu, ou même à la chaleur d'une étuve, elle ne se prête que difficilement à ces compositions. Cette terre adhère aux acides, car l'action de la chaleur, même médiocre, suffit pour en rompre les liens; cette vérité est d'ailleurs démontrée par les alcalis, et toutes les autres terres qui lui enlèvent les acides.

Sulfate de zircone. Proprietes de ce sel.

L'acide sulfurique et la zircone s'unissent aisément, et le sel qui résulte de cette combinaison est blanc, insoluble dans l'eau, et sans saveur sensible.

Action du calorique.

La chaleur le décompose, et laisse la zircone pure.

Sulfate de zircone et charbon.

A une haute température, le charbon convertit ce sulfate en sulfure.

Sulfure de zircone.

Ce sulfure est très-dissoluble dans l'eau, et sa dissolution fournit, par l'évaporation, des cristaux d'hidro-sulfure de zircone.

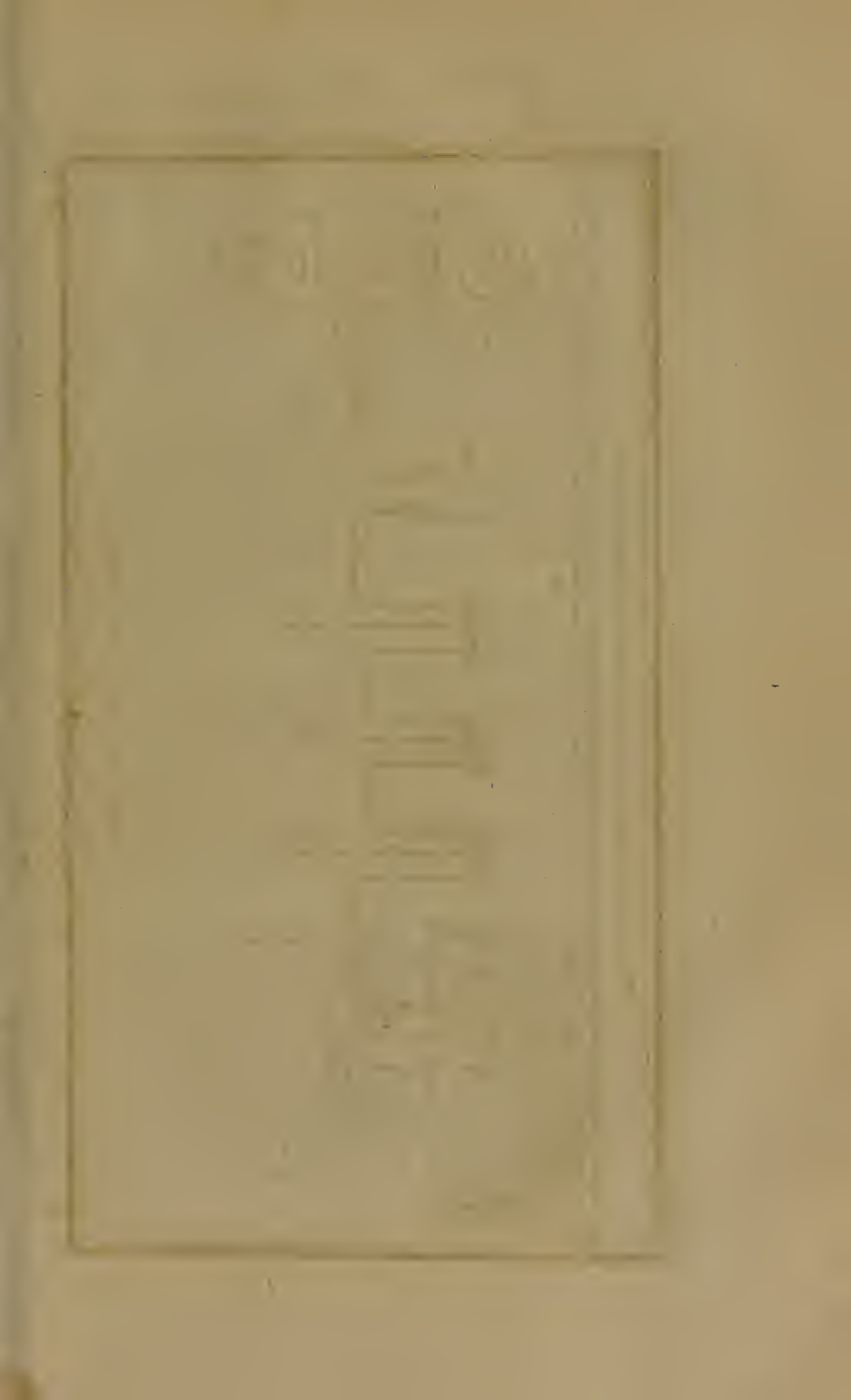
Hidro-sulfure de zircone.

Sulfate de zircone et acides.

Ce sel ne subit aucun changement, dans sa nature intime, de la part des autres acides.

Sa décomposition par toutes les bases.

Les terres et les alcalis le décomposent.



Appareil pour préparer les Sulfites.

Girard del.

Delettre Sculp.

VINGT-DEUXIEME LEÇON.

Vingt-deuxième Leçon.

Des Sulfites.

Des sulfites.

On appelle sulfites, les combinaisons de l'acide sulfureux avec les terres et les alcalis. C'est aux citoyens Fourcroy et Vauquelin à qui nous devons la connaissance de ces sels. *Voyez* Annales de chimie, tome 24.

Appareil pour préparer les sulfites alcalins terreux.

Pour faire les sulfites en général, on peut mêler des dissolutions alcalines ou terreuses, avec de l'eau chargée d'acide sulfureux.

Ou bien, en faisant passer de l'acide sulfureux sur les bases, ou bien enfin, et c'est la meilleure manière, c'est de mettre du charbon en poudre et de l'acide sulfurique dans une cornue, il se forme de l'acide sulfureux gazeux, et de l'acide carbonique.

A, cornue de verre lutée, posée sur des barres de fer dans un fourneau; on y adapte un tube recourbé qui va plonger dans un flacon B, dans lequel on met de l'eau pour absorber l'acide sulfurique qui pourrait passer sans être décomposé; de ce flacon part un tube, qui va se rendre dans une autre bouteille C, à trois tubulures, dans laquelle on met une dissolution de carbonate de potasse; on peut mettre ainsi autant de flacons que l'on a de sulfites à préparer; le dernier est terminé par un tube de sureté à boules, dont l'extrémité

plonge sous une cloche D, dans l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin de mettre dans la tubulure du milieu de chaque flacon, un petit tube E, dont une des extrémités doit plonger de quelques millimètres dans l'eau, et l'autre rester dans l'atmosphère, afin que, pendant l'opération, si la chaleur vient à diminuer, ou après qu'elle est finie, il donne passage à l'air extérieur, à mesure que le gaz diminue de volume par le refroidissement, et empêche par-là, que la dissolution du sulfite ne remonte dans le premier flacon, et ne se mêle à l'eau qu'il contient, par la pression de l'atmosphère.

Pour vérifier si un appareil, aussi compliqué, perd en quelques endroits, on insufle de l'air avec la bouche par le premier tube de sureté E. Cet air doit arriver dans la cloche D, en vainquant l'opposition qu'il éprouve de la part des colonnes fluides qu'il traverse dans son passage ; opposition qui le porterait à s'échapper, s'il avait issue par les assemblages : les flacons tubulés sont sujets à avoir des ouvertures aux soudures des tubulures.

Le tout ainsi disposé, on chauffe légèrement la cornue, l'acide sulfureux se dégage à l'état de gaz, et sature la potasse, la soude, etc. Il passe sous la cloche D, de l'acide carbonique, qui provient ; 1°. de la décomposition qui a lieu dans la cornue. 2°. De l'acide carbonique qui es dégage de la décompcsition des carbonates

liquides

liquides que contiennent les flacons, carbonates, qui se décomposent à mesure que l'acide sulfureux chasse l'acide carbonique, pour s'emparer de la base, et en composer des sulfites.

Ce moyen de préparer les sulfites, est le plus avantageux; car on peut les obtenir cristallisés, sans faire évaporer.

Si on les faisoit avec l'acide sulfureux liquide, il faudrait faire évaporer, et l'évaporation donnant accès à l'oxigène, il peut se former de l'acide sulfurique et des sulfates.

Propriétés génériques des sulfites.

Les sulfites n'ont point d'odeur. Lorsqu'ils ne sont pas neutres, ils décolorent entièrement les couleurs bleues végétales : voilà pourquoi on employe la vapeur du soufre, ou l'acide sulfureux, pour blanchir la soie, le linge, etc.

Ils ont une saveur marquée d'acide sulfureux; ils sont décomposés par le calorique.

Le gaz oxigène les change en sulfates : les sulfites peuvent servir d'eudiomètres, surtout celui d'ammoniaque, car c'est celui de tout les sulfites qui passe le plus facilement à l'état de sulfate par le seul contact de l'oxigène de l'atmosphère.

Les uns sont dissolubles dans l'eau, les autres ne le sont pas, excepté avec excès d'acide.

Ils sont décomposés par les acides.

Ils sont tous convertis en sulfure par le charbon, excepté celui d'ammoniaque.

Les alcalis et les terres agissent sur ces sels en raison de leurs affinités pour l'acide sulfureux ; ainsi la baryte décompose tous les autres sulfites, ensuite la strontiane, la chaux, la potasse, la soude, la magnésie, l'ammoniaque, la gluotine, l'alumine et la zircone.

Sulfite de baryte.

Sulfite de baryte.

Pour préparer ce sel, on mêle une dissolution de sulfite de soude ou d'ammoniaque, avec une dissolution de muriate de baryte ; le sulfite de baryte se présente alors sous la forme de très-petites aiguilles, qui se précipitent au fond de la liqueur.

Ce sel n'a pas de saveur sensible, il est blanc, opaque.

Décomposé par le calorique.

Le calorique en chasse le soufre excédent, et il passe à l'état de sulfate. Le soufre se cristallise au col du matras.

Sulfite de baryte et charbon.

Le charbon décompose le sulfite de baryte, et le change en sulfate, en lui enlevant son oxigène.

Dissolubilité de ce sel dans l'eau.

Ce sel n'est pas dissoluble dans l'eau, au moins d'une manière sensible ; l'acide sulfureux le rend un peu dissoluble.

Sulfite de baryte et acides.

Les acides sulfurique, muriatique et nitrique, décomposent le sulfite de baryte, en produi-

sant un pétillement très-violent, et un gonflement très-considérable.

L'acide muriatique oxigèné le change entièrement en sulfate.

Le sulfate de baryte n'est décomposé par aucune substance terreuse ou alcaline.

Point décomposé par les terres et les alcalis.

Sulfite de strontiane.

Sulfite de strontiane.

On ne connaît pas encore assez le sulfite de strontiane pour en d'écrire les propriétés, sans doute elles se rapprocheront beaucoup du sulfite de baryte.

Sulfite de chaux.

Sulfite de chaux.

Le meilleur procédé pour préparer le sulfite de chaux, c'est de faire passer du gaz acide sulfureux au milieu du carbonate de chaux délayé dans l'eau.

Quand la liqueur est bien saturée, il cristallise sur les parois du flacon en aiguilles transparentes.

Sa saveur est d'abord presque nulle, elle imite ensuite celle de l'acide sulfureux.

Le calorique fait passer ce sel à l'état de sulfate.

Action du calorique sur ce sulfite.

Ce sel cristallisé perd un peu de sa transparence, mais il ne se convertit que très-lentement en sulfate.

Sulfite de chaux et air atmosphérique.

De l'eau sur le sulfite de chaux.

Ce sel demande environ huit cents parties d'eau pour se dissoudre, mais il devient plus soluble par excès d'acide : c'est ainsi qu'on peut l'obtenir cristallisé, en exposant à l'air sa dissolution dans l'acide sulfureux.

De l'action des terres et des alcalis.

Il n'y a que la baryte qui décompose le sulfite de chaux : l'acide se dissipe et laisse le sel à l'état de pureté : ce dont on peut s'assurer, en mêlant une dissolution de cette terre avec une dissolution de sulfite de chaux neutre, qui y forme un léger précipité.

Sulfite de chaux et acides.

Les acides minéraux le décomposent. L'acide sulfurique en dégage l'acide sulfureux, avec effervescence. On peut même l'en extraire ainsi dans l'état de la plus grande pureté.

L'acide nitrique et l'acide muriatique oxigèné le convertissent en partie en sulfate de chaux.

Sulfite de potasse.

Sulfite de potasse.

Manière de préparer ce sel.

On prend du carbonnate de potasse cristallisé très-pur ; on le dissout dans trois fois son poids d'eau distillée, et on y conduit du gaz acide sulfureux.

Sa cristallisation.

Lorsque l'effervescence n'a plus lieu par la présence de l'acide sulfureux, on cesse l'opération, et la liqueur donne ordinairement des cristaux en refroidissant, qui présentent la forme d'une lame rhomboïdale allongée ; souvent sa cristallisation offre de petites aiguilles divergentes d'un centre commun.

Ce sel est blanc et transparent, sa saveur est piquante et sulfureuse.

Couleur, saveur.

Exposé à une chaleur brusque, il décrépite, perd son eau de cristallisation ; il rougit ensuite, répand quelques vapeurs d'acide sulfureux ; enfin il s'en sépare une portion de soufre, et le résidu est du sulfate de potasse, avec un léger excès d'alcali.

Action du calorique.

Si on expose ce sel à l'air, il s'éfleurit légèrement, devient opaque et dur, sa saveur piquante et sulfureuse disparaît, il en acquiert une autre qui est âcre et amère ; alors il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

Exposé à l'air.

On prend douze parties de ce sel desséché, on le met dans une cornue avec une partie de charbon en poudre fine ; on chauffe jusqu'à l'incandescence. On obtient, 1°. une petite quantité d'eau ; 2°. de l'acide carbonique ; 3°. une certaine quantité de gaz hidrogène sulfuré ; 4°. enfin, il reste dans la cornue une masse rouge très-soluble dans l'eau, et qui répand une odeur fétide d'hidrogène sulfuré, d'où les acides dégagent cette matière à l'état de gaz, et précipitent du soufre : on obtient donc un vrai sulfure de potasse.

Sulfite de potasse et charbon.

Sulfure de potasse.

On met dans un canon de porcelaine du sulfite de potasse très-sec ; on fait passer ce tube à travers un fourneau, on adapte à son extrémité supérieure un appareil pour dégager du gaz hidrogène, et à l'extrémité inférieure, un tube qui va plonger dans un flacon sec. On chauffe légèrement

Sulfite de potasse et gaz hidrogène.

le tube de porcelaine; et par le passage du gaz hidrogène, il se forme de l'eau : il reste dans le tube du sulfure de potasse.

Dissolubilité de ce sel dans l'eau.

Le sulfite de potasse est dissoluble dans une quantité d'eau, à-peu-près égale à la sienne : cette dissolubilité augmente par la chaleur.

Sulfite de potasse et acides.

Parmi les acides, les uns décomposent le sulfite de potasse, en en séparant l'acide sulfureux; les autres en changent la nature, sans en chasser l'acide, mais en y portant une portion d'oxigène, et en le convertissant en acide sulfurique. Le premier de ces effets appartient aux acides sulfurique, muriatique, phosphorique et fluorique; le second, aux acides nitrique et muriatique oxigéné. Les acides boracique et carbonique ne lui font éprouver aucun changement à froid.

Action des substances terreuses.

La baryte et la chaux sont les seules qui décomposent le sulfite de potasse; ainsi, dans une dissolution de ce sel, si on verse de l'eau de chaux, ou de baryte, on obtient un précipité.

Sulfite de soude.

Sulfite de soude.

Manière de préparer ce sel.

On prépare du sulfite de soude, en mettant dans une bouteille de Woulf, une partie de carbonate de soude cristallisé, avec deux parties d'eau distillée; on y fait passer du gaz acide sulfureux, jusqu'à ce que l'effervescence soit passée. Lorsque la saturation approche de sa fin, une portion de sulfite de soude cristallise au fond de la liqueur.

Sa forme est un prisme à quatre pans, dont deux très-grands et deux petits, terminés par des pyramides dihèdres. Ce sel est blanc, parfaitement transparent; sa saveur est fraîche, et ensuite sulfureuse.

Sa cristallisation, couleur et saveur.

Il se comporte au feu, absolument comme le sulfite de potasse, à l'exception seulement qu'il éprouve la fusion aqueuse.

Action du calorique.

Il s'éfleurit à l'air, et se convertit ensuite en sulfate de soude, mais moins promptement que le sulfite de potasse.

Action de l'air.

Ce sel, mêlé avec un douzième de son poids de charbon en poudre, et chauffé dans une cornue, fournit d'abord un peu d'eau, ensuite de l'acide carbonique, mêlé d'une portion de gaz hidrogène sulfuré; enfin, il reste dans la cornue un sulfure de soude.

Sulfite de soude et charbon.

Sulfure de soude.

Les acides minéraux lui font éprouver les mêmes changemens qu'au sulfite de potasse.

Sulfite de soude et acides.

La baryte, la chaux et la potasse décomposent le sulfite de soude. Le précipité que l'on obtient, est du sulfite de baryte, ou de chaux, ou de potasse, suivant que l'on a employé l'une ou l'autre de ces terres.

Action des substances terreuses et alcalines.

Sulfite de magnésie.

Sulfite de magnésie.

Pour former ce sel, on met dans un flacon de Woulf une partie de carbonate de magnésie, avec deux parties d'eau distillée, et on y fait passer du gaz acide sulfureux. Si l'on ne fait entrer que

Manière de préparer ce sel.

la quantité d'acide sulfureux, simplement nécessaire à la saturation de la magnésie, on n'aperçoit pas de changement sensible dans le volume de cette matière ; et si l'on n'était pas assuré, par le dégagement de l'acide carbonique, qui a lieu pendant cette opération, et par la fixation du gaz acide sulfureux, qu'il se forme une combinaison, on seroit tenté de croire qu'il n'y a pas d'action entre cet acide et le carbonate de magnésie. La plus grande partie de sulfite de magnésie formé reste au fond de la liqueur ; mais en accumulant, lorsque l'effervescence est passée, une nouvelle quantité d'acide sulfureux sur la masse de sulfite de magnésie, celle-ci se dissout entièrement dans la liqueur, et une partie du sel se sépare en cristaux transparens par le refroidissement.

Cette dissolution de sulfite de magnésie, exposée à l'air dans une capsule, perd peu-à-peu l'excès d'acide sulfureux qu'elle contient, et dépose des cristaux transparens.

Couleur et saveur. Sa cristallisation.

Ce sel est blanc transparent; sa forme est un tétraëdre surbaissé, sa saveur est douceâtre et terreuse au commencement, et sulfureuse à la fin.

Action du calorique sur le sulfite de magnésie.

Exposé au feu, il se rammollit, se boursoufle, et devient ductile comme une gomme ; en continuant ainsi de le chauffer, après qu'il a perdu son eau de cristallisation, l'acide sulfureux s'en sépare, et la magnésie reste pure.

Action de l'air sur ce sel.

Il devient opaque à l'air, et se change peu-à-peu en sulfate ; mais il faut beaucoup de temps.

Le charbon réduit en poussière, et chauffé dans une cornue avec douze parties de sulfite de magnésie, lui enlève l'oxigène et le convertit en sulfure de magnésie.

Sulfite de magnésie et charbon.
Sulfure de magnésie.

Ce sel est un peu dissoluble dans l'eau.

Action de l'eau.

Les acides minéraux produisent sur ce sel les mêmes effets que sur les autres sulfites.

Sulfite de magnésie et acides.

Les substances terreuses et alcalines déjà examinées, décomposent toutes le sulfite de magnésie. Les substances terreuses forment avec sa dissolution, un dépôt composé des nouveaux sulfites formés, et de magnésie. La potasse et la soude opèrent le même effet ; mais la magnésie, dans ce cas, se précipite pure, parce que ces sulfites alcalins sont dissolubles.

Action des substances terreuses et alcalines.

Sulfite d'ammoniaque.

Sulfite d'ammoniaque.

Pour former le sulfite d'ammoniaque cristallisé, il faut faire passer, de la manière qui a été décrite, du gaz acide sulfureux dans de l'ammoniaque liquide concentrée. Quand l'eau est parfaitement saturée d'ammoniaque, il se dépose des cristaux transparens et très-réguliers, formés par la portion de sulfite d'ammoniaque, que l'eau ne tenait en dissolution que parce qu'elle était chaude.

Sa préparation.

Ce sel a la forme d'un prisme à six pans, terminés par des pyramides à six faces.

Sa cristallisation.

Sa saveur est fraîche et piquante ; il laisse sur la fin une impression semblable à celle de l'acide sulfureux.

Sa saveur.

Action du calorique. — de l'air.

Il se volatilise au feu sans décomposition; il attire l'humidité de l'air, et passe bientôt à l'état de sulfate.

— avec le charbon.

Le charbon ne le convertit pas en sulfure, parce qu'il se volatilise trop promptement.

Sa solubilité.

Il est très-dissoluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement.

Action des acides minéraux.

Tous les acides minéraux, excepté les acides boracique et carbonique, décomposent ce sel. Cette décomposition se fait avec chaleur et effervescence, et l'on peut recueillir l'acide sulfureux, à l'état de gaz au-dessus du mercure.

Action des substances terreuses.

La baryte décompose ce sulfite. Si l'on broie de la baryte en poudre avec ce sel cristallisé, desséché, ou même dissous dans l'eau, l'ammoniaque se dégage.

La chaux se comporte comme la baryte. La magnésie en poudre, chauffée avec du sulfite d'ammoniaque, le décompose entièrement.

La magnésie décompose aussi ce sel dissous dans l'eau, si on expose le mélange à une chaleur capable de faire bouillir la liqueur.

Sulfite ammoniaco-magnésien.

A une température moyenne, la magnésie ne décompose pas entièrement le sulfite d'ammoniaque; il se forme un sel triple, composé de magnésie et d'ammoniaque.

Action des alcalis.

La potasse et la soude décomposent aussi le sulfite d'ammoniaque.

Sulfite de glucine.

Sulfite de glucine.

Inconnu.

Inconnu.

Sulfite d'alumine.

Sulfite d'alumine.

On peut se servir, pour préparer ce sulfite, des mêmes procédés que nous avons indiqués.

Sa cristallisation.

Ce sel ne cristallise pas; il se prend en une masse ductile et molasse.

Action du calorique.

Le feu en dégage l'acide sulfureux sans altération.

Action de l'eau.

Il est indissoluble dans l'eau.

En contact avec les acides mineraux, les terres et les alcalis.

Les acides minéraux, les terres et les alcalis le décomposent.

Sulfite de zircone.

Sulfite de zircone.

Inconnu.

Inconnu.

VINGT-TROISIÈME LEÇON.
Des nitrates.

VINGT-TROISIÈME LEÇON.

Des nitrates.

Caractères génériques.

Les nitrates ont, 1°. une saveur fraîche et piquante ; 2°. ils donnent du gaz oxigène par la chaleur, et laissent un résidu alcalin ou terreux ; 3°. ils brûlent avec flamme beaucoup de corps combustibles, lorsqu'on élève suffisamment leur température ; 4°. enfin, ils répandent des vapeurs blanches avec de l'acide sulfurique concentré.

Nitrate de baryte.

Nitrate de baryte.

On prépare ce sel, en décomposant le sulfure de baryte par l'acide nitrique, ou en saturant cet acide avec du carbonate de baryte naturel ou artificiel. *Voy.* la Leçon sur le sulfate de baryte.

Sa cristallisation, sa saveur.
Nitrate de baryte cristallisé.

Ce sel cristallise en octaèdre ; sa saveur est piquante et styptique comme les sels métalliques.

Id. — en dissolution.
Distillé dans une cornue.

Exposé à l'action du calorique dans une cornue, il se décompose, fournit du gaz oxigène, mêlé de gaz azote. Cette opération a fourni au citoyen Vauquelin la baryte pure. *Voyez* cet article.

Sa dissolubilité.

Il demande au moins dix à douze parties d'eau froide, pour se dissoudre ; l'eau chaude en dissout beaucoup plus, de manière que la plus grande partie se cristallise par le refroidissement.

Plusieurs acides décomposent ce sel ; l'acide sulfurique, oxalique et tartareux sont de ce nombre.

Nitrate de baryte et acides.

Le nitrate de baryte n'est pas décomposé par les terres, ni par les alcalis.

Point décomposé par les terres et les alcalis.

Une foule de sels le décomposent, tels que les sulfates, les carbonates, etc.

Décomposé par les sulfates.

Ce sel est utile pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique. On peut s'en servir pour séparer cet acide, qui se trouve quelquefois dans l'acide nitrique, et qui empêche de l'employer dans des expériences exactes.

Nitrate de potasse.

Nitrate de potasse.

Ce sel existe dans la nature, mais en petite quantité ; tantôt à la surface du sol, comme dans l'Inde ; tantôt à la surface des murailles calcaires, aux voûtes de caves, sous des arceaux de ponts, etc. : on l'appelle dans le commerce, nitre de houssage, parce qu'on le ramasse avec des balais.

Nitrate de potasse natif.

Salpêtre de houssage.

Pierres et terres salpêtrées.

Pour obtenir le salpêtre des plâtras, ou autres terres salpêtrées, on dépose les terres dans des tonneaux placés sur des chantiers ; on verse de l'eau par-dessus, jusqu'à ce qu'elles en soient recouvertes de la hauteur d'un décimètre. Lorsque l'eau a séjourné pendant cinq à six heures sur ces terres, on la laisse écouler par des ouvertures pratiquées au bas des tonneaux, d'où elle tombe dans un demi-canal, qui la conduit dans une recette commune, enfoncée dans la terre,

Lessive de ces terres.

Quand la saturation est faite, ce que l'on reconnaît à l'aëromètre de Baumé, il faut qu'il marque dix à douze degrés; on laisse déposer les boues, et on fait couler la liqueur claire dans la chaudière de cuite, pour être soumise à l'évaporation.

Quand la chaudière est en ébullition, à mesure que la liqueur s'évapore, il se précipite de la terre calcaire, ensuite du muriate de soude. On reconnaît que la cuite est assez avancée, lorsqu'en en mettant une goutte sur un fer froid, elle se fige et présente la forme d'un globule blanc et solide; alors on arrête le feu, on laisse reposer la liqueur vingt-quatre heures : on la décante et on la fait cristalliser.

Eaux-mères du salpêtre.

Les eaux-mères ne contiennent que de muriate de chaux, de magnésie et de soude, près du sixième de son poids de salpêtre, du nitrate de chaux et de magnésie.

On suit plusieurs procédés dans les différentes raffineries;

Nitre de la 1ere. de la 2e. et 3e. cuite.

1°. On dissout dans l'eau bouillante la totalité du salpêtre brut; on mêle à la dissolution de dix-huit à vingt hectogrammes de potasse par cent, afin de décomposer le nitrate de chaux qui s'y trouve : ensuite on colle, on fait bouillir, et l'on écume; c'est ce salpêtre qu'on appelle de deuxième cuite.

On le redissout de nouveau dans 0,80 de son poids d'eau; on lui fait jeter quelques bouillons,

on l'écume, et on le met en cristallisation : cette fois, tout le sel marin reste en dissolution dans l'eau-mère, et le salpêtre est pur ; on le nomme alors salpêtre de trois cuites.

Raffinage du salpêtre par la dissolution dans l'eau chaude.

Le deuxième procédé ne diffère du premier, qu'en ce qu'on n'ajoute au salpêtre brut que la quantité d'eau nécessaire, seulement pour dissoudre à chaud le nitrate de potasse qu'il contient.

Raffinage du salpêtre par le lavage à froid.

Le troisième procédé est fondé sur ce que le sel marin et les sels déliquescens sont plus dissolubles à froid, que le nitrate de potasse.

Telles sont en abrégé les différentes opérations que l'on fait sur le salpêtre brut; ceux qui voudront avoir de plus grands détails, peuvent consulter le 3e. Cahier du Journal de l'Ecole polytechnique, page 372, et plusieurs autres ouvrages, tels que les Elémens de Fourcroy, Chaptal, etc. Quand on veut obtenir ce sel parfaitement pur, pour l'usage de la médecine, on purifie le nitre de la troisième cuite par de nouvelles dissolutions et cristallisations.

Nitrate de potasse pour l'usage médical.

Saveur du nitrate de potasse.

Nitrate de potasse bien cristallisé.

Le nitrate de potasse a une saveur fraîche et piquante; sa forme la plus ordinaire est celle d'un prisme à six pans, terminé par six faces irrégulières.

Action du calorique sur ce sel.

Exposé au feu, ce sel est décomposé : la première portion qui se dégage, est du gaz oxigène, ensuite il est mêlé de gaz azote.

Nitrate de potasse distillé seul, ses produits, son résidu.

L'attraction de la potasse pour l'acide nitreux, s'oppose à ce que l'acide nitrique soit complète-

ment décomposé au commencement de l'opération; et telle est la raison pour laquelle il passe à cette époque du gaz oxigène pur, ou presque pur.

Nitrite de potasse, résultat de la décomposition du nitrate.

En arrêtant la décomposition du nitrate de potasse, à l'instant où le gaz azote commence à paraître, on forme du nitrite de potasse; aussi le résidu fait-il une vive effervescence avec l'acide nitrique, et répand des vapeurs rougeâtres; ce qui prouve que l'acide nitrique a changé d'état.

Nitrate de potasse fondu.

Si on met du nitrate de potasse dans un creuset, et qu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie assez vîte, et cette liquéfaction est une fusion ignée; car il peut rougir sans prendre la forme sèche. Si on le coule, après être fondu, dans une bassine, et qu'on l'étende afin de lui faire présenter plus de surface, on obtient une substance solide blanche, opaque, que l'on nomme *cristal minéral*, *sel de prunelle*; c'est du *nitrate de potasse fondu*. Quelquefois on y ajoute du soufre; alors ce sel contient un peu de sulfate de potasse, produit par la combustion du soufre qu'on ajoute.

Cristal minéral, etc.

Nitrate de potasse exposé à l'air.

Lorsque ce sel est très-pur, il n'éprouve aucune altération à l'air; quelquefois il y perd sa transparence.

Sa décomposition et sa détonnation avec le charbon, le soufre, un métal.

Le nitrate de potasse décompose, à l'aide du calorique, plusieurs corps combustibles; tels que le soufre, le charbon, les métaux, etc.

Si l'on fait chauffer dans une cornue trois parties de nitrate de potasse, et une partie de soufre, il

il se produit, dès que le mélange commence à rougir, une combustion vive ; il se dégage beaucoup de gaz, dans lequel on trouve une petite quantité de gaz nitreux et du gaz azote : le résidu est du sulfate de potasse. Le soufre a donc, à une haute température, plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a l'azote.

Si on met partie égale de soufre et de nitre, au lieu d'avoir de l'acide sulfurique libre, comme cela arrive quand on prépare l'acide sulfurique dans les arts, on n'obtient que du sulfate de potasse, formé par la combinaison de cet acide avec la potasse, base du nitre. On donne au sel, obtenu de cette manière, le nom de *sel polychreste de Glaser*, nom de celui qui l'a fait connaître.

Sel polychreste de Glaser.

C'est en raison de l'action du nitrate de potasse sur le soufre, qu'on l'emploie pour la fabrication de l'acide sulfurique en grand.

Par le charbon.

Le charbon décompose avec beaucoup de rapidité le nitrate de potasse, lorsqu'on élève leur température. Cette décomposition se fait avec tant de vélocité, qu'elle produit une détonation considérable et presque instantanée.

1°. Dans des vaisseaux ouverts.

On met une certaine quantité de nitre dans un creuset, que l'on place dans un fourneau entre les charbons ardens : lorsque le nitre est fondu, et qu'il commence à rougir, on projette une cuillerée de charbon en poudre, il se fait une grande détonation. Lorsqu'elle est passée, on remet une nouvelle cuillerée de charbon, et on

continue ainsi de suite, jusqu'à ce qu'en remettant du charbon, il ne se fasse plus de détonation.

Il reste dans le creuset une matière saline : on la fait calciner, on fait dissoudre ensuite le sel dans de l'eau ; on filtre, et on évapore jusqu'à siccité : c'est ce qu'on nommait *nitre fixé par les charbons*. Si on le conserve en liqueur un peu concentrée, on l'appelait autrefois, *liqueur de nitre fixé, et alkaest de Wanhelmont.*

Nitre fixé par les charbons.

Alkaest de Wanhelmont.

Les chimistes modernes ne voyent dans cette opération que de la potasse, plus de l'acide carbonique, formé par la décomposition de l'acide nitrique, dont l'oxigène s'est porté sur le carbone.

2°. Décomposition du nitrate de potasse par le charbon dans des vaisseaux clos.

On place dans un fourneau une cornue de terre ou de fer tubulée ; on y adapte deux ou trois ballons enfilés. On fait chauffer ce vaisseau, et lorsque son fond est rouge, on projette peu-à-peu un mélange du nitrate de potasse et de charbon, fait à parties égales, par la tubulure que l'on ferme promptement. Pendant la détonation, les ballons sont remplis de vapeurs, dont une partie se condense en une liqueur fade, nullement acide, et souvent alcaline ; le résidu n'est que de la potasse, chargée d'acide carbonique : c'est ce produit que l'on nomme *clissus de nitre*.

Clissus de nitre.

Si on met un mélange de nitre et de charbon allumé dans un tube, et qu'on le plonge dans l'eau, la combustion continue ; c'est ainsi

qu'on peut recueillir, à l'appareil pneumato-chimique, les gaz résultants de cette combustion.

Pour faire la poudre fulminante, on met dans un mortier de marbre, qu'on a échauffé avec de l'eau bouillante, et qu'on a ensuite bien essuyé, trois parties de nitrate de potasse bien sec, deux parties de potasse très-sèche, et une de soufre, réduit en poudre fine, on mêle toutes ces matières en les triturant avec un pilon de verre, aussi chauffé et séché, jusqu'à ce que le mélange soit bien exact : on renferme la poudre dans une bouteille qui bouche bien.

Poudre fulminante.

La propriété de cette poudre est de produire, étant exposée sur le feu, une explosion des plus fortes et des plus bruyantes.

On met dans un cuiller de fer, sur un feu très-doux, environ trois grammes de cette poudre, la poudre se liquifie : lorsqu'elle est parvenue à un certain degré de chaleur, elle se réduit subitement en vapeurs, et elle produit l'explosion.

Il paraît qu'il y a double affinité exercée.

Si l'on chauffe du fer, du cuivre, du zinc, avec du nitrate de potasse, ces métaux s'oxident, et la potasse reste pure.

Nitrate de potasse et métaux.

Ce sel est très-dissoluble, il ne lui faut que trois ou quatre parties d'eau pour en dissoudre une; l'eau bouillante en dissout le double de son poids.

Nitrate de potasse et eau.

Aussi cristallise-t-il très-bien par refroidissement.

Sa dissolution à faire avec un thermomètre.

Ce sel fait baisser le thermomètre, en passant de l'état solide à l'état liquide.

Poudre à canon.

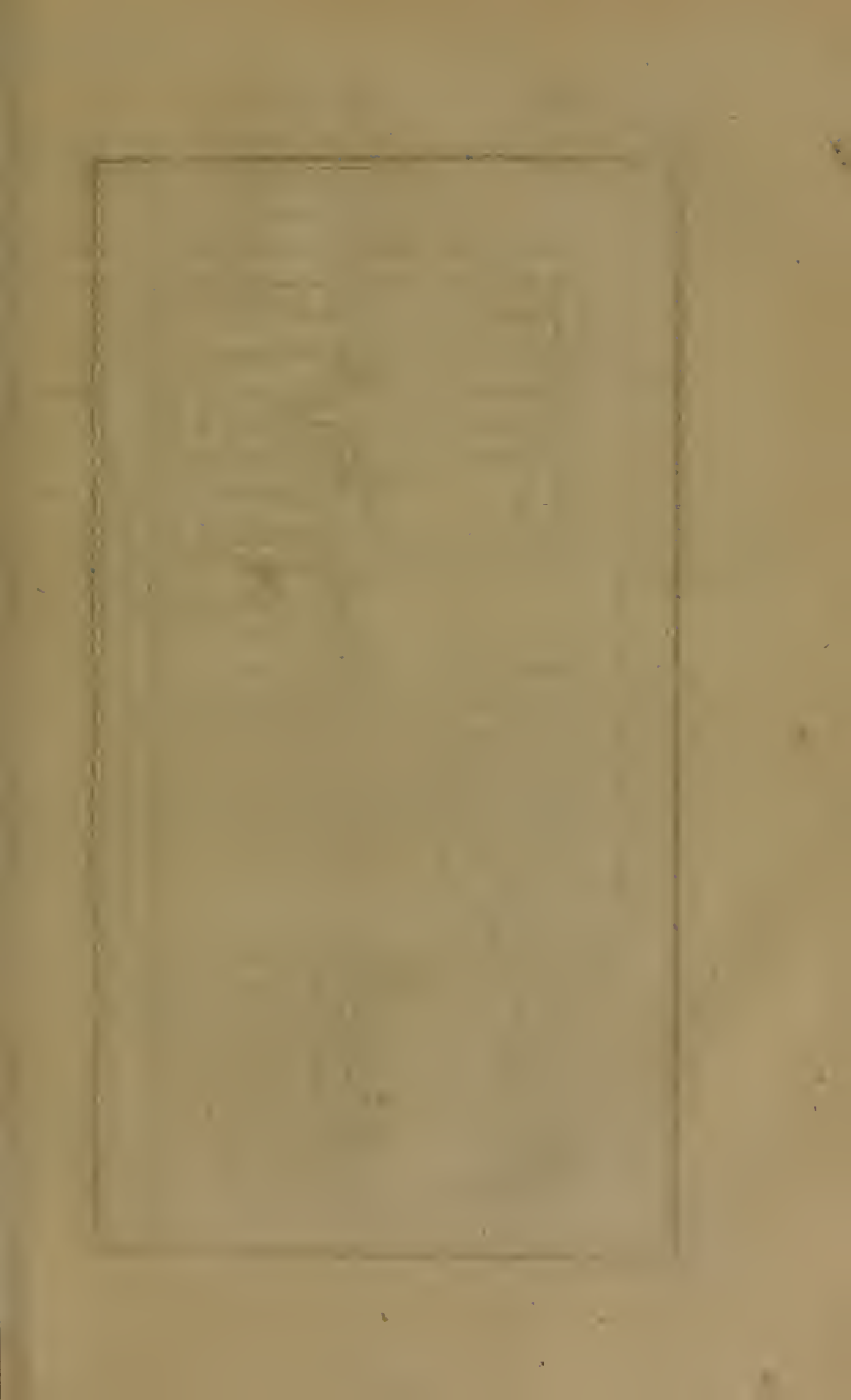
Le nitrate de potasse, mêlé à 0,15, de charbon, et à 0,10 de soufre, forme la poudre à canon.

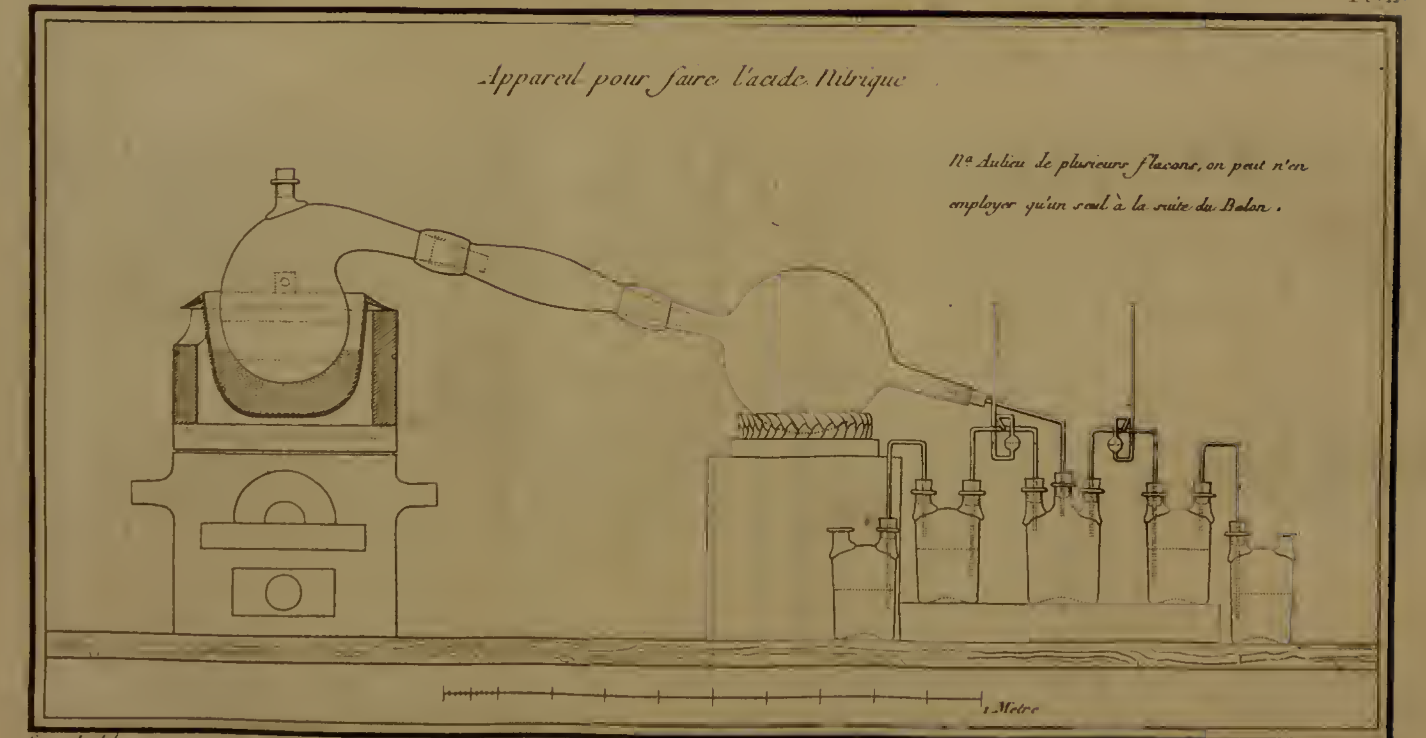
On divise ces trois matières par l'action des pilons ou d'une meule, on en rapproche les molécules, par l'effort d'une presse ou du pilon, qui a servi à les broyer, en y mêlant un peu d'eau; il en résulte une masse solide, qu'on laisse sécher légèrement et qu'ensuite on granule, en l'écrasant sur un crible de peau ou de fil de cuivre, qui laisse passer les grains à mesure qu'ils se détachent. Lorsqu'on a divisé la masse de la poudre en grains de la grosseur convenable, pour l'usage auquel on la destine, on la fait sécher au soleil, et on la renferme dans des barils, pour la priver de l'humidité de l'air.

On distingue deux espèces de poudre, la poudre de guerre, et la poudre de chasse; la première est plus grosse et non lissée; la seconde est plus fine et lissée.

Le lissage se fait en la mettant dans des tonneaux qui tournent sur leur axe, au moyen d'une roue à eau.

Lorsque la poudre s'enflamme, il se dégage du gaz azote, qui se développe étonnamment en reprenant sa liberté, et on ne sait pas même encore jusqu'où va la dilatation causée par la





Girard del.

Delettre Sculp.

grande chaleur qui naît de la combustion. Il y a aussi de l'eau de décomposée et du gaz hidrogène qui se dégage avec élasticité ; il se forme par cette décomposition de l'eau, du gaz acide carbonique, et même du gaz hidrogène sulfuré ; ce qui constitue l'odeur de la poudre brûlée.

Poudre de fusion.

On fait encore avec le nitrate de potasse un mélange appelé *poudre de fusion* très-usitée, comme fondant en docimasie. C'est trois parties de nitrate de potasse, une de sciure de bois, et une de soufre.

Décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique.

Le nitrate de potasse est décomposé par l'acide sulfurique ; c'est ce moyen qu'on emploie pour se procurer l'acide nitrique.

Pour cela, on met dans une cornue de verre tubulée, ou non tubulée, cent parties de nitrate de potasse très-pur, et 0,75 parties d'acide sulfurique concentré ; on pose la cornue sur un bain de sable, et l'on y adapte un ballon à deux pointes ; on place dans l'extrémité de ce vaisseau opposée à la cornue, un tube dont un bout, qui fait angle droit avec l'autre, plonge dans une bouteille ; cette bouteille a deux tubulures sur ses côtés ; chacune de ces tubulures reçoit un siphon, qui passe dans une autre bouteille, placée de chaque côté de la première : les deux bouteilles collatérales sont jointes par le moyen d'un siphon, avec deux vaisseaux pareils, dont les tubulures latérales restent ouvertes. La première bouteille reste ordinairement vide ; les bouteilles collatérales contiennent une certaine quantité d'eau,

dans laquelle plonge l'extrémité inférieure, et la plus longue du tube qui communique de l'une à l'autre; la partie supérieure de ces bouteilles reste vide, et lorsque la vapeur d'acide passe au-dessus de l'eau des premières, elle est portée par les autres tubes jusques dans l'eau des bouteilles suivantes. Il faut avoir soin de luter exactement toutes les jointures : on chauffe ensuite la cornue par degrés, et on donne un bon coup de feu sur la fin de l'opération.

Le nitrate de potasse distillé avec l'acide sulfurique, fournit environ les 0,43 de son poids d'acide nitrique légèrement orangé.

Il ne faut pas être surpris, si dans cette expérience, le nitrate de potasse donne un acide orangé, quoiqu'il y soit complètement saturé d'oxigène. On se rendra facilement compte de cet effet, en se rappelant que l'oxigène se sépare aisément de l'acide nitrique, par le contact de la lumière, ou d'une chaleur moyenne, et en se souvenant que l'acide nitrique a une affinité assez forte pour le gaz nitreux. C'est, en effet, en vertu d'une double affinité, qu'une portion de l'acide nitrique est décomposée; l'une, qui s'exerce entre le calorique, la lumière et l'oxigène; l'autre, entre l'acide nitrique et l'oxide nitreux. Cette théorie est confirmée par le gaz oxigène, qui se dégage sur la fin de la distillation de l'acide nitrique, et que l'on peut recueillir avec l'appareil pneumato-chimique, et par le

gaz nitreux qui se sépare de l'acide coloré, lorsqu'on le mêle avec de l'eau.

Sulfate acide de potasse provenant de la décomposition du nitrate de potasse.

Le résidu de cette décomposition est du sulfate de potasse très-acide; il est ordinairement en masse blanche, opaque, à demi-vitrifiée.

L'acide qu'on obtient par ce procédé n'a jamais ce degré de pureté necessaire pour s'en servir dans les expériences exactes. On est donc obligé de le purifier.

Purification de l'acide nitrique.
1°. Par le nitrate de potasse.
2°. Le nitrate de baryte.
3°. Le nitrate d'argent.
4°. L'oxide de plomb demi-vitreux.

A cet effet, on redistille cet acide sur du nitre, ou bien, on y verse du nitrate d'argent, du nitrate de baryte, et même encore de l'oxide de plomb demi-vitreux; quand on distille l'acide nitrique sur cette derniere substance, il faut avoir soin de séparer le premier produit. *Voyez* la Leçon sur l'acide nitrique.

Par l'un ou l'autre moyen, on obtient un acide très-pur.

Décomposition du nitrate de potasse par la silice et l'alumine.

On suit dans les arts, un autre procédé pour extraire l'acide nitrique du salpêtre: il consiste à mêler six parties d'argille, ou de terre glaise qu'on a préalablement calcinée, pour en chasser la plus grande partie de l'humidité, et à convertir les pirytes martiales, dont elle n'est presque jamais exempte, en acide sulfurique, qui reste interposé entre les parties de la terre.

On introduit ce mélange dans des espèces de cornues, nommées *cuines*, placées sur deux rangées, dans un fourneau allongé,

appelé *galère :* on y adapte des récipiens de la même matière, et à-peu-près de la même forme, qu'on lute ensemble avec de l'argille. Lorsque les cornues ont été recouvertes, et qu'elles sont bien ajustées avec les récipiens, on allume le fourneau, on chauffe par degrés, et dès que les vapeurs rouges commencent à paraître, on délute les récipiens, on en retire le liquide qu'ils contiennent, que les ouvriers appellent *flegme ;* on les replace, et on continue la distillation, jusqu'à ce qu'il ne passe plus de vapeurs.

La décomposition du nitrate de potasse n'a pas lieu ici comme par l'acide sulfurique, en raison d'une affinité plus grande de l'argille pour la potasse, mais par une double attraction; l'une qui s'exerce entre l'acide nitrique et le calorique; l'autre entre l'alumine et la potasse, avec laquelle elle forme une espèce de fritte demi-vitreuse. Il y a cependant, dans cette opération, beaucoup d'acide nitrique décomposé, ce qui est prouvé par les vapeurs rouges qui sortent à travers les luts. On a remarqué que la présence des pyrites favorisait singulièrement la décomposition du nitrate de potasse; car, plus les argilles en contiennent, et plus on obtient d'acide, et à un degré de chaleur moins élevé. Le résidu de cette opération est appelé *ciment* des distillateurs d'eau-forte; il sert à plusieurs ouvrages de maçonnerie.

Décomposition de nitrate de potasse par l'acide muriatique.

L'acide muriatique décompose aussi le nitrate de potasse ; mais par un mécanisme différent de celui de l'acide sulfurique : ce n'est point en lui enlevant directement la potasse qu'il opère cette décomposition, c'est au contraire en attaquant l'acide nitrique dont il s'empare, d'une partie de l'oxigène, d'où naissent l'acide muriatique oxigèné, et l'acide nitreux en vapeurs : ainsi, à mesure que l'acide muriatique prend une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, il passe à l'état d'acide nitreux ; et comme celui-ci a moins d'affinité, avec la potasse, que l'acide muriatique, il en est chassé, et il se forme du muriate de potasse. Il faut observer que ces effets n'ont lieu qu'à l'aide de la chaleur, et qu'il faut employer beaucoup d'acide muriatique, parce qu'une partie se combine à l'oxigène, tandis que l'autre s'unit à la potasse. Il y a donc encore ici une double affinité.

Le nitrate de potasse est extrêmement utile dans les arts, la chimie et la médecine.

Nitrate de soude.

Nitrate de soude.

Le nitrate de soude ne se rencontre presque jamais pur dans la nature, il est donc le produit de l'art ; cependant Bowles assure qu'il se trouve en Espagne : on l'a nommé nitre cubique, nitre quadrangulaire, nitre rhomboïdal.

Manière de préparer ce sel.

Ce nitrate se prépare avec le carbonate de soude : on le sature d'acide nitrique ; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à ce qu'il se forme des pellicules à la surface ; on obtient, par le repos et le refroidissement des cristaux, sous la forme d'un rhomboïde ou de prismes rhomboïdaux.

Sa cristallisation.

Sa saveur.

Sa saveur est fraîche, piquante, plus forte, mais analogue à celle du nitrate de potasse.

Chauffé dans une cornue à l'appareil pneumato-chimique.

Il se comporte au feu de la même manière que le nitrate de potasse ; ainsi il fournit d'abord du gaz oxigène pur, qui est ensuite mêlé de gaz azote ; il reste dans la cornue de la soude caustique.

Action de l'air.

Il attire légèrement l'humidité de l'air, surtout si celui-ci est humide.

Nitrate de soude et charbon.

Les combustibles, le charbon, par exemple, décomposent le nitrate de soude, mais plus lentement que le nitrate de potasse, et la couleur de sa flamme est jaune foncée : celle du nitrate de potasse est d'un rouge-blanc très-vif ; ensorte que cette épreuve donne le moyen de connaître s'il ne se trouve pas du nitrate de soude dans le salpêtre ; quoiqu'il agisse sur les matières combustibles, comme le nitrate de potasse : cependant il ne les enflamme pas avec la même énergie, et ne produit pas avec elles des détonations aussi

rapides : ainsi de la poudre fabriquée avec le nitrate de soude, n'aurait pas autant de force que celle qui est faite avec le nitrate de potasse. Après les combustions, il reste de la potasse ou de la soude combinée avec l'acide carbonique; ce qui prouve que tout l'acide carbonique qui se forme, ne s'exhale pas.

Dissolubilité de ce sel.

Ce sel se dissout facilement dans l'eau; il en demande environ trois parties à la température moyenne de l'atmosphère : l'eau bouillante en dissout plus que son poids.

Nitrate de soude et acides.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de soude; il se dégage des vapeurs blanches, et il se forme du sulfate de soude.

L'acide muriatique décompose le nitrate de soude, mais non pas en s'emparant de la soude; il attaque l'acide nitrique, fait de l'acide nitreux, et il se forme du muriate de soude.

Il faut beaucoup d'acide muriatique; car pendant qu'une partie de cet acide décompose l'acide nitrique, une autre se combine avec la soude.

On fait aussi avec le nitrate de soude, et l'acide muriatique, une espèce d'acide nitro-muriatique.

Décomposition du nitrate de soude par la silice.

On fait un très-beau verre avec le nitrate de soude et le sable fin. La soude s'unit à la silice, l'acide nitrique est décomposé par le calorique, et il reste dans le creuset un verre très-beau et

très-pur : le nitrate de potasse n'en donne pas d'aussi beau.

Décomposé par la baryte et la potasse.

Le nitrate de soude est décomposé par la baryte et la potasse ; il se forme dans un cas du nitrate de baryte, et dans l'autre du nitrate de potasse.

L'utilité du nitrate de soude est presque bornée aux expériences chimiques.

Nitrate de strontiane.

Nitrate de strontiane.

Préparation de ce sel.

On obtient du nitrate de strontiane, en décomposant le sulfure de strontiane par l'acide nitrique. *Voyez* sulfate de strontiane et strontiane pure.

Cristallisation du nitrate de strontiane.

Le nitrate de strontiane cristallise en octaëdre.

Action du calorique.

Chauffé dans un creuset, il s'y décompose entièrement, et la terre reste pure au fond du vase.

Couleur que l'on obtient en brûlant ce sel à la flamme d'une bougie.

En mettant un peu de nitrate de strontiane dans la mêche d'une bougie, il communique à la flamme une couleur purpurine.

Sa dissolution dans l'alcool et son inflammation.

Si l'on brûle de l'alcool, qui tiendra de ce nitrate en dissolution, on aura la même flamme ; ce qui différencie particulièrement cette terre de la baryte.

Son action avec les corps combustibles.

Un mélange de nitrate de strontiane, de soufre et de charbon, dans les mêmes proportions où sont ces derniers corps dans la poudre à canon,

quoique exact et sec, brûle très-lentement, en lançant des étincelles purpurines, et produit une flamme d'un beau vert.

Ce sel est dissoluble dans une partie et demi d'eau. Dissolubilité par l'eau.

Il est décomposé par la baryte, la potasse et la soude. Sa décomposition par la baryte, la potasse et la soude.

Vingt-quatrième Leçon.
Suite des nitrates.

VINGT-QUATRIÈME LEÇON.

SUITE DES NITRATES.

Nitrate de chaux.

Nitrate de chaux.

Le nitrate de chaux se trouve très-abondamment dans les anciens bâtimens, qui ont été pendant long-temps habités par les hommes ou les animaux.

Manière de préparer ce sel.

On prépare ce sel, en saturant l'acide nitrique avec la chaux. On filtre, et l'on fait évaporer la liqueur, jusqu'à ce qu'elle ait acquis une consistance un peu moindre que celle d'un syrop. On l'expose ensuite dans un endroit frais; il s'y forme alors des cristaux prismatiques très-allongés, et qui présentent ordinairement des faisceaux dont les aiguilles divergent d'un centre commun. Il a une saveur âcre et amère.

Sa cristallisation, sa saveur.

Nitrate de chaux en poudre sèche.

Le nitrate de chaux desséché, fuse sur les charbons.

Employé pour dessécher les gaz.

Dans un état de siccité parfaite, ce sel est très-propre pour dessècher les gaz.

Action du calorique.

Il se fond à l'aide de son eau de cristallisation; mais cet effet est peu sensible : il se décompose presque sur-le-champ, et il se dégage de l'acide nitrique. Si on le porte dans l'obscurité, après l'avoir liquefié sur le feu, il paraît lumineux, et

constitue dans cet état le *phosphore de Baudoin*. Phosphore de Baudoin.

Il attire promptement l'humidité de l'air. Action de l'air.

Il est plus décomposable par le charbon, que l'acide nitrique ne l'est lui-même par ce corps combustible; car la chaleur dégage du nitrate de chaux l'acide nitrique à l'état d'acide, au lieu que dans d'autres expériences, sur cet acide, il est décomposé en ses élémens. Décomposé par le charbon.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau; il ne faut que deux parties de ce fluide à froid : l'eau bouillante en dissout plus que son poids. Sa solubilité par l'eau.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de chaux, et l'acide nitrique passe en vapeurs blanches ; il reste une masse dure, et beaucoup de calorique se dégage. Nitrate de chaux et acides.

Si on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de nitrate de calcaire, on obtient sur le champ un précipité de sulfate de chaux, et l'acide nitrique reste libre et à nud dans la liqueur. On ne connaît point l'action des autres acides.

L'argille, la baryte, la potasse, la soude et la strontiane décomposent le nitrate de chaux.— Le nitrate calcaire décompose les sels neutres alcalins sulfuriques. Sa décomposition par l'argille, la baryte, la potasse, la soude et la strontiane. Id. — par les sulfates.

Nitrate d'ammoniaque. Nitrate d'ammoniaque.

Le nitrate d'ammoniaque se trouve quelquefois dans les eaux-meres du nitre ; mais en général il est toujours le produit de l'art.

Manière de préparer ce sel.

On le prépare en combinant directement l'acide nitrique avec l'ammoniaque. Il vaut mieux, pour éviter de la perte, employer le carbonate que l'ammoniaque pure, parce qu'il y a effervescence, et forte chaleur que l'acide carbonique tempère.

Sa forme cristalline.

Ce sel a la forme d'un prisme à six pans, avec des pyramides à six faces.

Sa saveur.

Sa saveur est piquante et extrêmement vive; il est très-flexible sous le pilon, comme tous les sels ammoniacaux.

Action du calorique.

Au feu, il perd son eau de cristallisation, et se volatilise facilement.

Si on jette du nitrate d'ammoniaque sur une plaque de fer rouge, il s'enflamme: ce qui n'arrive pas aux autres nitrates; il fait entendre un bruissement assez considérable, et répand une flamme jaunâtre très-vive.

En faisant cette expérience dans un appareil pneumato-chimique, il passe d'abord un peu d'eau, ensuite il fournit du gaz oxigène; enfin, il détone avec beaucoup de vivacité.

Il est prudent de n'opérer que sur quelques décigrammes de matière.

Sa déliquescence.

Ce sel est déliquescent, sur-tout en hiver.

Action des corps combustibles. Soufre, charbon.

Si on mêle ce sel avec du soufre, ou du charbon, et que l'on chauffe ce mélange dans un appareil propre à obtenir les gaz; l'oxigène se porte sur ces matières, en sorte que le nitrate d'ammoniaque n'est pas décomposé: on obtient de l'acide carbonique et de l'ammoniaque, l'azote se dégage.

Le

Le nitrate d'ammoniaque se dissout dans deux parties d'eau froide; une demie partie d'eau bouillante suffit pour le dissoudre: aussi la plus grande partie de ce sel se sépare par le refroidissement de la dissolution.

Dissolution de ce sel.

L'acide sulfurique décompose le nitrate d'ammoniaque; il se forme du sulfate d'ammoniaque, et l'acide nitrique devient libre.

Nitrate d'ammoniaque et acides.
1°. Acide sulfurique.

L'acide muriatique lui fait aussi éprouver une altération, mais dont les résultats sont différens; l'acide muriatique agit d'abord sur l'acide nitrique, auquel il prend une portion d'oxigène, et le convertit en acide nitreux: il se forme donc de l'acide muriatique oxigèné, qui se volatilise à l'aide du calorique et du muriate d'ammoniaque, qui reste en dissolution dans l'eau.

2°. Acide muriatique.

On fait avec deux parties de nitrate d'ammoniaque, et une partie d'acide muriatique, une liqueur qui peut dissoudre l'or. Dans ce cas, la décomposition du nitrate d'ammoniaque a lieu d'une autre manière: l'oxigène de l'acide nitrique se porte immédiatement sur l'or; l'oxide d'or formé se dissout à mesure dans une portion de l'acide muriatique: il se dégage du gaz nitreux, et il reste dans la liqueur du muriate d'or et du muriate d'ammoniaque. En précipitant ensuite cette dissolution d'or avec un alcali fixe, on fait de l'or fulminant ou orate d'ammoniaque; car, non-seulement l'alcali décompose le muriate d'or, mais encore le muriate d'ammoniaque; de manière qu'à mesure

Deux parties de nitrate d'ammoniaque, une d'acide muriatique.

Orate d'ammoniaque, ou or fulminant. *Voyez* aussi la Leçon sur l'*or*.

que l'oxide d'or se sépare, il s'unit à l'ammoniaque, et forme la combinaison particulière, dont on vient de parler.

Décomposition de ce sel par les bases terreuses et alcalines.

La baryte, la chaux, la magnésie, la potasse, la soude et la strontiane décomposent le nitrate d'ammoniaque, en s'unissant à son acide; d'où résultent différens nitrates et de l'ammoniaque libre, qui se manifeste par son odeur vive et pénétrante.

Cette décomposition est sensible à froid, et elle s'opère, en triturant ce sel avec les mêmes substances sèches; telles que la chaux, potasse, etc.

Nitrate ammoniaco-magnésien.

Avec la magnésie, on a un sel triple, nitrate ammoniaco-magnésien, dont les propriétés ont été examinées par le citoyen Fourcroy. *Voyez ses Mémoires.*

Il ne faut pas préparer ce sel dans des vases métalliques, et particulièrement de fer et de cuivre, parce qu'il les dissout facilement.

Ce sel n'est d'aucun usage.

Nitrate de Magnésie.

Nitrate de magnésie.

Le nitrate de magnésie se rencontre quelquefois natif, mais toujours en petite quantité.

Manière de préparer ce sel.

Pour faire le nitrate de magnésie, on prend du carbonate de magnésie, rendu caustique par un alcali, et on en sature l'acide nitrique.

Sa saveur, sa dissolubilité, et sa cristallisation.

Ce sel a une saveur piquante, qui a quelque analogie avec celle du nitrate de chaux; il ne demande tout au plus qu'une demie partie d'eau

pour se dissoudre ; il cristallise par le refroidissement, ou par l'évaporation de l'acide à la chaleur du soleil : ses cristaux ont la forme de prismes à quatre faces obliques, tronqués au sommet ; le plus souvent il se présente en aiguilles, qui, en s'unissant les unes aux autres, se masquent réciproquement, et donnent naissance à des masses informes.

Action du calorique.

Exposé au feu dans un appareil fermé, il donne d'abord quelques bulles de gaz oxigène et des vapeurs d'acide nitreux ; mais bientôt l'acide nitrique passe sans décomposition, et la magnésie reste pure dans la cornue. La décomposition du nitrate de magnésie exige peu de chaleur ; ce qui indique que ses élémens n'ont pas entre eux une très-grande affinité : cela prouve aussi que la magnésie ne tend pas à s'unir à l'acide nitreux, comme la chaux, la baryte, etc.

Action de l'air.

Ce sel est déliquescent à l'air.

Nitrate de magnésie, et acides.

1°. Acide sulfurique.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de magnésie, en lui enlevant sa base.

2°. Acide muriatique.

L'acide muriatique le décompose également : mais celui-ci n'agit point comme l'acide sulfurique ; il n'enlève pas la base, il attaque l'acide nitrique, et il se forme de l'acide muriatique oxigéné : l'acide nitrique se dégage en vapeurs blanches. L'acide muriatique s'empare de la magnésie, à mesure qu'elle est dégagée de son acide, et forme avec elle du muriate de magnésie.

Décomposition du nitrate de magnésie par la baryte, la soude, la potasse, la strontiane, la chaux, l'ammoniaque.

Ce sel est décomposé par la baryte, la potasse, la soude, la chaux et la strontiane. L'ammoniaque n'y donne pas un précipité complet; car, dès que la quantité d'ammoniaque se trouve correspondre à la quantité nécessaire de nitrate de magnésie, pour former le sel triple, le précipité s'arrête, parce que l'ammoniaque ne peut pas décomposer en entier le nitrate de magnésie : on ajouterait davantage d'ammoniaque, elle ne produirait plus aucun effet.

Sel ammoniaco-magnésien.

Ce qui prouve que l'ammoniaque ne peut pas décomposer tout le nitrate de magnésie, c'est que passé le terme où le précipité n'a plus lieu par l'ammoniaque, on précipite encore de la magnésie par un autre alcali.

Les autres alcalis en précipitent la magnésie en vessicules floconeuses, d'une extrême légéreté : c'est de la magnésie pure, exempte de tout acide; mais il faut prendre garde, en la desséchant, qu'elle n'attire l'acide carbonique : il faut la dessécher au bain-marie, dans un vase fermé.

Décomposé par les sulfites.

Les sulfites alcalins décomposent le nitrate de magnésie; il se forme des nitrates alcalins et du sulfite de magnésie, qui se précipitent sous forme de petits cristaux insolubles.

Ce nitrate n'est point d'usage en médecine.

Nitrate de glucine sec et dissous.

Nitrate de glucine.

Saveur et cristallisation de ce sel.
Déliquescent à l'air.
Soluble dans l'alcool.

Le nitrate de glucine a une saveur douce; il ne cristallise pas, ou au moins très-difficilement. Quand il est sec, il enlève l'eau dissoute dans l'air, et se résout en liqueur. Il est soluble dans l'alcool.

Parmi les acides, le sulfurique paraît être le seul qui puisse le décomposer à froid; l'infusion de noix de galle précipite sa dissolution.

Décomposé par l'acide sulfurique.

Il se comporte avec les alcalis, absolument de la même manière que le sulfate.

Décomposé par les bases terreuses et alcalines que nous venons d'examiner.

Il est facilement décomposé par la chaleur, et il ne fuse point sur les charbons allumés.

Action du calorique.

Nitrate d'alumine.

Nitrate d'alumine.

Le nitrate d'alumine n'a pas été trouvé natif.

Ce sel n'est presque pas encore connu; on sait seulement que l'acide nitrique dissout l'alumine. Il faut employer l'alumine bien pure et humide; sans cela la combinaison se ferait difficilement : cette combinaison est susceptible de cristalliser en lames, ou feuillets ductiles et de peu de consistance; ce sel est toujours légèrement acide, quelque quantité d'alumine que l'on emploie.

Manière de préparer ce sel.

Une chaleur médiocre le décompose et en sépare l'acide nitrique sans décomposition.

Action du calorique.

Ce sel ne fuse pas sur les charbons, comme les autres nitrates; il se boursoufle comme l'alun, mais il ne fait pas brûler le charbon; il ne l'enflamme pas comme le nitrate de potasse, il fond, se boursoufle et perd son acide, et il reste comme l'alun calciné.

Le nitrate d'alumine est décomposé par l'acide sulfurique; il se dégage des vapeurs blanches.

Nitrate d'alumine et acides.

Toutes les substances terreuses et alcalines le décomposent.

Décomposé par les terres et les alcalis.

Le précipité alumineux, obtenu du nitrate d'alumine, par la potasse caustique, se redissout dans l'excès d'alcali ; cela donne un très-bon moyen de séparer l'alumine de la magnésie : car la magnésie n'est pas soluble dans un excès d'alcali. On peut précipiter de nouveau cette terre, en saturant l'excès d'alcali par un acide.

L'ammoniaque n'a pas cette propriété.

La chaux redissout l'alumine comme les alcalis caustiques. Quand on met trop de chaux dans du nitrate d'alumine, il se forme d'abord du nitrate de chaux, puis une combinaison de chaux et d'alumine qui se précipitent ensemble.

Le nitrate d'alumine précipite toutes les dissolutions des couleurs végétales ; tels que le tournesol, le syrop de violettes, le bois d'Inde, etc. C'est de cette manière que l'alun ordinaire agit, c'est en avivant les couleurs, et les précipitant sur les étoffes qu'on veut teindre, qu'il favorise la teinture.

Nitrate de zircone.

Nitrate de zircone.

Manière de préparer ce sel.

L'acide nitrique s'unit aussi à la zircone, lorsqu'elle est encore humide. Quelle que soit la division de cette terre, il est cependant impossible d'en saturer tellement l'acide nitrique, que ses propriétés acides soient entièrement masquées. Cette combinaison altère toujours les couleurs bleues, sensibles aux acides.

La dissolution de nitrate de zircone, évaporée

à une chaleur douce, fournit une matière jaunâtre, transparente, extrêmement tenace, visqueuse, et qui se dessèche difficilement.

Il a une saveur styptique et astringente; il laisse sur la langue une matière épaisse, qui provient d'une décomposition que lui fait éprouver la salive.

Sa saveur. Action de la salive sur ce sel.

Ce sel est très-peu dissoluble dans l'eau.

Sa dissolubilité.

Le nitrate de zircone est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique, qui forme, dans sa dissolution, un précipité blanc, dissoluble dans un excès de cet acide; 2°. par le carbonate d'ammoniaque, qui y produit un dépôt soluble, dans une surabondance de ce sel. 3°. Par une infusion alcoolique de noix de galle, qui y fait naître un précipité blanc, dissoluble dans un excès de cette infusion; mais, si la zircone contient du fer, la couleur du précipité est d'un bleu tirant sur le gris, dont une portion reste en dissolution, et donne à la liqueur une couleur bleue pure.

Nitrate de zircone et acide sulfurique.

Décomposé par le carbonate d'ammoniaque.

Id. — par une infusion alcoolique de noix de galle.

Le nitrate de zircone est décomposé par toutes les bases précédentes.

Action des terres et alcalis sur ce nitrate.

Des Nitrites.

Des nitrites.

Les nitrites ont des propriétés communes aux nitrates, telles qu'une saveur fraîche, et de fuser sur les charbons.

Propriétés génériques.

On ne peut pas composer les nitrites par synthèse.

L'acide nitrique les décompose ; ce qui annonce bien que l'acide nitreux existe dans les nitrites, d'une manière bien différente que n'est l'acide nitrique. On croit plutôt que les nitrites ne sont autre chose qu'une combinaison trisule, formée par l'union de l'acide nitrique avec deux bases, dont l'une est toujours de l'oxide d'azote.

Manière de préparer les nitrites.

Ces sortes de combinaisons ne peuvent aisément s'obtenir, qu'en décomposant les nitrates par la voie sèche ; car, en combinant directement l'acide, appelé nitreux, avec différentes bases alcalines, terreuses, ou métalliques, on n'obtient pour l'ordinaire que des nitrates, parce que ces diverses bases chassent presqu'en entier l'oxide d'azote de sa combinaison avec l'acide nitrique ; au lieu qu'en faisant chauffer jusqu'au rouge les nitrates, le calorique et la lumière tendent à en séparer une certaine quantité d'oxigène, en même temps que l'azote, privé de ce principe, qui l'acidifiait, cherche des bases pour former une combinaison triple, en s'unissant avec la base du nitrate, et de plus, avec la portion d'acide nitrique qui n'a pas été du tout décomposée.

Nitrite de potasse fait par le feu.
Sa solubilité.

Le nitrite de potasse obtenu du nitrate de potasse, décomposé par le feu, est très-soluble dans l'eau.

Action de l'acide nitrique sur ce sel.

Si on le pile, et si on y verse de l'acide nitrique très-faible, on voit se dégager la vapeur nitreuse ; cette vapeur est très-rouge et très-forte, il y a chaleur, effervescence, parce que l'acide

nitreux se dégage en gaz ; l'autre vapeur n'est pas aussi forte, parce que l'acide nitrique étant étendu d'eau, cette eau délaie la vapeur à mesure qu'elle se dégage ; ce qui n'arrive pas quand on emploie l'acide sulfurique concentré.

Nitrite de potasse et syrop violat.

Le nitrite de potasse, délayé dans l'eau, verdit le syrop violat. Il y a donc un excès d'alcali dans le nitrite de potasse, et comme le nitrate est parfaitement neutre, il est clair que l'excès d'oxigène que tient le nitrate, sert à saturer la base et alcaline.

Lorsqu'on décompose les nitrites par un acide faible, tel que l'acide du vinaigre, ou même l'acide muriatique, il est douteux si la vapeur qui s'élève est de l'acide nitreux, ou seulement du gaz nitreux.

Nitrite de baryte, de strontiane et de chaux faits par le feu.

Les autres nitrites sont peu connus.

Alcali caustique, liquide et solide, suspendus dans un vase plein de vapeurs nitreuses, pour faire voir qu'ils n'en absorbent que l'acide nitrique, et qu'ils laissent du gaz nitreux.

Pour faire cette expérience, on remplit un ballon, à large ouverture, de vapeurs nitreuses; on y suspend, par le moyen de plusieurs fils, une capsule de verre, contenant de l'alcali caustique, liquide ou solide : on obtient un nitrate, et du gaz nitreux, pour résidu.

Vingt-cinquième Leçon.

Des muriates.

VINGT-CINQUIÈME LEÇON.

Des Muriates.

Les muriates ont des propriétés génériques qui les font distinguer des autres sels.

Des caractères génériques des muriates.

Leurs caractères sont ; 1°. d'être tous dissolubles dans l'eau. 2°. Tous sont cristallisables ; cependant, celui d'alumine et de magnésie, cristallisent difficilement. 3°. Plusieurs sont déliquescens. 4°. Tous fondent au feu et se volatilisent, ils se répandent en fumées blanches, mais ils ne sont pas du tout décomposés par la chaleur comme le sont les nitrates. La volatilité de l'acide se communique à ses bases, et cela indique que la base tient fortement à cet acide. 5°. Tous précipitent la dissolution de sulfate d'argent, sous la forme de flocons blancs très-pesans. 6°. Ils font effervescence avec l'acide sulfurique, et répandent une vapeur blanche dans l'air.

Muriate de baryte.

Muriate de baryte.

Bergman dit que ce sel existe dans quelques eaux minérales de Suède.

Préparation du muriate de baryte.

On le prépare ordinairement en décomposant le sulfure de baryte avec l'acide muriatique ; mais comme le sulfate de baryte contient souvent de l'oxide de fer, l'acide muriatique s'y unit en même temps qu'à la baryte ; d'ou il arrive

que ce sel a une couleur jaune. On le débarrasse facilement de cette matière étrangère, en l'exposant au feu pendant quelques instans dans un creuset; dès qu'il commence à rougir, le muriate de fer se décompose; son acide se volatilise, et il ne reste plus que l'oxide de fer avec le muriate de baryte, qu'il suffit de dissoudre dans l'eau pour l'avoir pur.

Purification du muriate de baryte par l'alcool.

On peut encore s'assurer de sa pureté en le lavant dans l'alcool; le muriate de fer s'y dissout, et le muriate de baryte reste pur.

Sa saveur, sa cristallisation.

Ce sel a une saveur amère et comme métallique. Sa forme est celle de tables quarrées, dont les bords sont bisellés et les sommets dièdres; il a une pesanteur spécifique très-considérable.

Action du calorique et de l'air sur ce sel.

Le muriate de baryte n'est pas décomposé par la chaleur, ni altéré par l'air.

Action de l'eau.

Ce sel éxige pour se dissoudre entre cinq et six parties d'eau froide. Cette combinaison se fait plus abondamment à l'aide de la chaleur; et elle cristallise par réfroidissement.

Muriate de baryte et acides.

Plusieurs acides opèrent la décomposition de ce sel; tels sont l'acide sulfurique, l'acide nitrique, l'acide oxalique et tartareux.

Avec l'acide sulfurique.

Comme l'acide sulfurique forme avec la baryte un sel parfaitement insoluble dans l'eau, on découvre les plus petites traces d'acide sulfurique dissous dans les eaux, ou dans toute autre matière. De l'eau qui tient seulement 0,0004, de

son poids de sulfate de soude, récemment cristallisé, donne, sur-le-champ, un précipité sensible, en y mettant une seule goutte de dissolution de muriate de baryte; 0,00009 de ce sel dissous, dans la même quantité d'eau, fournissent en quelques minutes, un nuage très-évident; enfin, 0,00003, de sulfate de soude, dans la même quantité d'eau, occasionne un nuage léger, qui demande plusieurs heures pour devenir apparent.

L'acide sulfureux bien pur ne décompose pas le muriate de baryte.

Avec l'acide nitrique.

L'acide nitrique décompose aussi le muriate de baryte : on s'assure facilement de ce fait, en mettant dans une dissolution un peu concentrée de ce sel, quelques gouttes d'acide nitrique; elles y forment un précipité cristallisé, qui demande ensuite dix à douze parties d'eau pour se dissoudre. De-là il suit, que si l'on veut savoir si de l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique, ou quelques sulfates, en se servant du muriate de baryte, il faut avoir soin d'étendre d'eau les liqueurs; car, sans cela, on pourrait être induit en erreur, en attribuant à l'acide sulfurique, ce qui ne serait dû qu'à la combinaison de l'acide nitrique avec cette substance terreuse.

Muriate de baryte et substances terreuses et alcalines.

Le muriate de baryte n'est décomposé par aucune substance terreuse ni alcaline, parce que la baryte a, en général, plus d'affinité avec les acides que toutes ces matières.

Les sulfates et sulfites ont la propriété de décomposer le muriate de baryte; cette décomposition s'opère par double attraction.

Action des sulfates, sulfites, nitrates et nitrites sur ce sel.

Les nitrates ont aussi la faculté de séparer la baryte de ce sel; il y a encore échange réciproque d'acide et de base.

Nous verrons aussi que les carbonates forment du carbonate de baryte et différens muriates, suivant qu'on a employé tel ou tel carbonate.

Le muriate de baryte est un réactif extrêmement précieux pour l'analyse de l'acide sulfurique; mais encore pour s'assurer si les alcalis sont purs, et beaucoup d'autres substances encore.

Crafford, Chaussier et autres, l'employent depuis peu en médecine. *Voyez le Receuil de la Société de Médecine de Paris, an VI.*

Muriate de potasse.

Muriate de potasse.

Ce sel se rencontre rarement dans la nature. On dit cependant qu'il existe dans des fondrières en Picardie, et dans quelques eaux minérales de Normandie.

Il se trouve assez abondamment dans plusieurs végétaux, et il n'est pas de cendres qui n'en contiennent plus ou moins : cela prouve que ce sel est répandu à la surface du sol, où il est pompé par les vaisseaux des plantes, en même tems que les sucs dont elles se nourrissent; car il est vraisemblable, dit le citoyen Vauquelin,

qu'il ne se forme pas pendant l'acte de la végétation.

Manière de préparer ce sel.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on prend de la potasse caustique, et on la sature d'acide muriatique ; on fait évaporer et cristalliser.

Différentes dénominations du muriate de potasse.

Ce muriate s'appelait autrefois *Sel fébrifuge de Sylvius*, et improprement sel marin régénéré, puisqu'il diffère de ce sel par la nature de sa base.

Sa saveur.

Ce sel a une saveur salée, amère.

Action du calorique. Sa decrépitation, sa fusion et sa volatilisation.

Il n'est point décomposé par l'action du feu le plus vif; mais il décrépite, se fond et même se volatilise en fumée.

Exposé à l'air.

Il est peu altérable à l'air; il n'en attire que très-légérement l'humidité.

Sa dissolubilité dans l'eau froide et dans l'eau chaude. Sa cristallisation.

L'eau froide en dissout le tiers de son poids. L'eau chaude en dissout davantage, et la dissolution cristallise par le réfroidissement. Sa forme est celle d'un cube régulier, ou d'un parallelipipède rectangle.

Sa décomposition par l'acide sulfurique.

L'acide sulfurique en sépare les élémens en s'unissant à sa base; l'acide muriatique se dégage sous la forme de fumée blanche.

Action de l'acide nitrique.

L'acide nitrique agit aussi sur le muriate de potasse en s'emparant de la potasse; mais à mesure que l'acide muriatique est dégagé, il réagit sur l'acide nitrique, dont il prend une portion de l'oxigène, et passe à l'état d'acide muriatique oxi-

gène, tandis que l'acide nitrique devient acide nitreux.

Les acides fixes au feu, tels que ceux du phosphore, du borax, de l'arsenic, du tunstène, etc. le décomposent à une haute température; mais c'est le contraire à froid.

Sa décomposition par les acides phosphorique, boracique, etc.

Parmi les substances terreuses et alcalines, la baryte seule peut le décomposer.

L'argille paraît le décomposer en partie, mais cette opération n'en fournit qu'une très-petite quantité.

Sa décomposition par l'argille et la bartye.

Le nitrate de chaux le décompose; il se forme dans ce cas du nitrate de potasse et du muriate de chaux; d'où il suit que ce sel, contenu dans les potasses du commerce, n'est pas inutile pour la fabrication du salpêtre.

Sa décomposition par le nitrate de chaux.

Le muriate de potasse n'est pas d'usage dans les arts, et maintenant très-peu en médecine.

Muriate de soude.

Muriate de soude.

Ce sel existe abondamment dans la nature, tantôt en masses considérables, et formant le sel gemme, comme dans la Pologne, la Hongrie, la Russie, etc.; tantôt en dissolution dans les eaux de la mer, des fontaines salées, etc.

Son existence dans la nature.

Lorsqu'on rencontre dans le sein de la terre, des mines de sel gemme, leur exploitation est facile et peu coûteuse; il suffit de percer des puits, des galeries, comme cela se pratique pour

Muriate de soude natif.

Sel gemme.

les mines de houille ou métalliques, et de détacher cette substance à l'aide de pics, de tranches, et de leviers, etc.

Différentes variétés de sel gemme.

Le sel gemme présente différentes modifications relativement à sa couleur, à son grain et à sa saveur. On en voit de blanc, de jaune, de bleu, de rose, etc. On en connaît de dur, de tendre; enfin, il y en a dont la saveur est agréable, et d'autre qui est amer. Il doit communément ses variétés de couleur à la présence de l'oxide de fer plus ou moins chargé d'oxigène; sa dureté dépend de la vitesse plus ou moins grande avec laquelle il a été formé, et sa saveur variée tient au mélange de quelques autres substances salines, et particulièrement au muriate de chaux qui l'accompagne presque toujours.

Muriate de soude gris, blanc, en gros cristaux, en petits cristaux et purifié.

Les procédés suivis pour extraire le muriate de soude des eaux où il est dissous, ont tous pour objet d'en séparer l'eau; mais les moyens qu'on emploie sont différens, suivant les climats et la richesse de ces mêmes eaux. *Voyez* pour les détails, les *Élémens de Chimie* des citoyens Fourcroy, Baumé, Chaptal, etc.

Manière de purifier le muriate de soude.

Pour obtenir le muriate de soude pur, comme cela est nécessaire pour les expériences de chimie, on le fait dissoudre dans quatre parties d'eau froide, on filtre la dissolution; les matières qui ne s'unissent point à l'eau, telle que l'argille, le sable, la craie, l'oxide de fer, etc. restent sur le filtre; mais le muriate de chaux se dissout aussi: on le décompose en mettant dans la dissolution

dissolution quelques gouttes de carbonate de soude ; sa base se combine à l'acide muriatique, et l'acide carbonique à la chaux, et forme du carbonate de chaux qui, étant insoluble, se précipite au fond.

Il faut avoir l'attention de ne pas ajouter plus de carbonate de soude qu'il n'en faut, car on tomberait dans un autre inconvénient aussi désagréable que le premier ; on s'apperçoit qu'on en a mis suffisamment, lorsque les dernières gouttes n'occasionnent plus de trouble dans la liqueur, on soumet ensuite la dissolution à l'évaporation ; on ramasse le sel à mesure qu'il se sépare, il est alors très-pur. Si on veut l'avoir régulièrement cristallisé, il faut abandonner la dissolution à l'évaporation spontanée ; alors les molécules salines se réunissent facilement, et donnent naissance à des cristaux cubiques.

Cristallisation du muriate de soude.

Le muriate de soude a une saveur salée et agréable ; il n'éprouve aucune altération de la part de l'air atmosphérique, lorsqu'il est très-pur, à moins que celui-ci ne soit très-humide ; alors il s'humecte légèrement.

Sa saveur mis en contact avec l'air atmosphérique.

Exposé à une chaleur brusque, il se divise en fragmens, fait entendre un pétillement assez fort, qu'on appelle *décrépitation*. Ces effets sont dus à l'eau de cristallisation, qui est réduite tout-à-coup en vapeurs, et qui, en écartant les lames cristallines avec beaucoup de vîtesse, produit le bruit et l'explosion du sel.

Action du calorique par ce sel.

Muriate de soude fondu, sublimé ; sa décrépitation.

Si l'on continue l'action du feu sur ce sel, après qu'il a perdu l'eau, il rougit, se fond, il coule, et se prend en masse opaque, sorte d'émail blanc, quelquefois rougeâtre, à cause du fer qui se trouve dans l'argille des creusets; quelquefois même il se volatilise, s'il a le contact de l'air, sous la forme de fumées blanches.

Muriate de soude volatilisé.

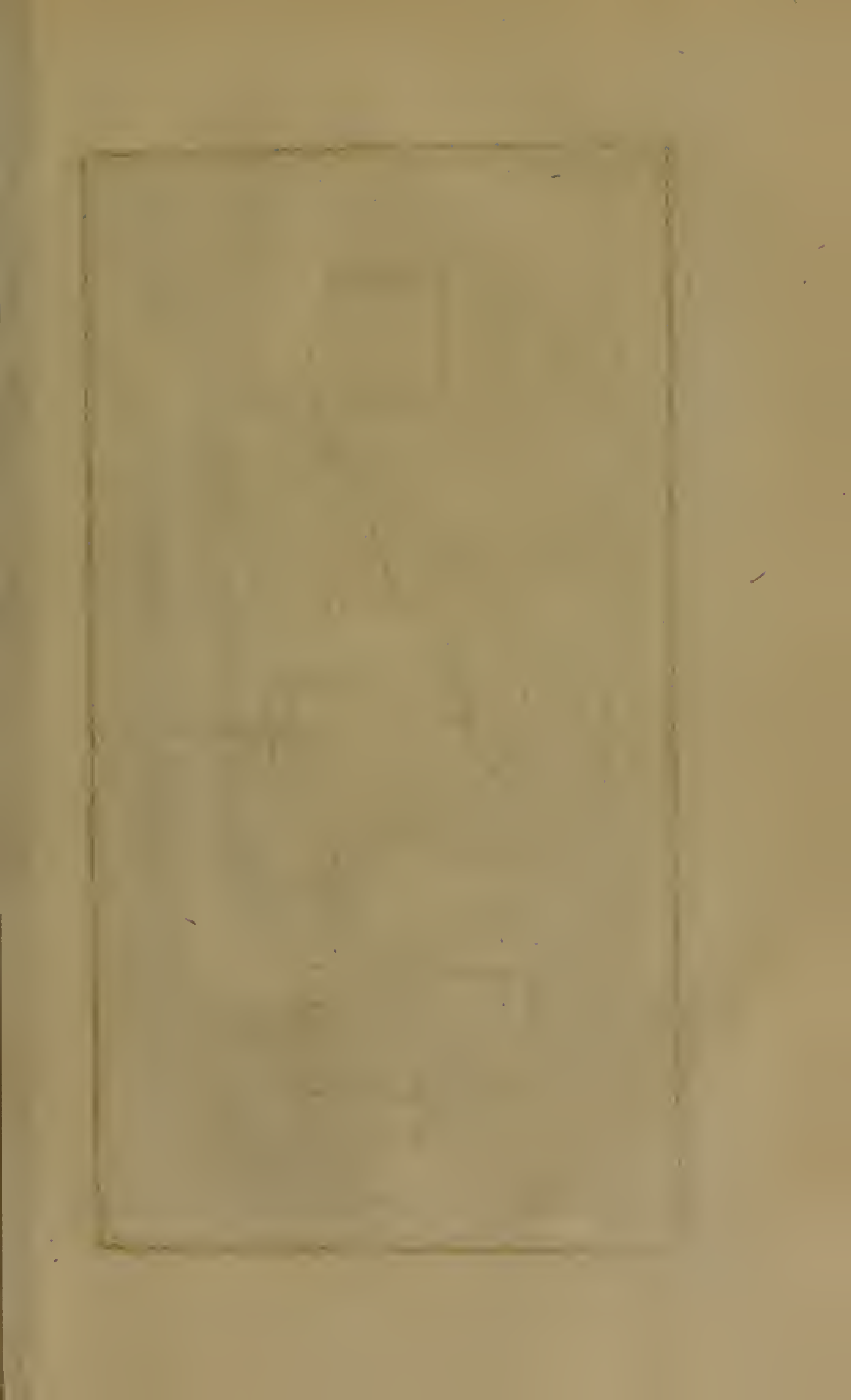
Le muriate de soude, fondu et sublimé, n'a point éprouvé d'altération dans sa nature intime: ses éléments ne sont point désunis par cette opération; ils se volatilisent plutôt ensemble que de se séparer: ce qui indique qu'ils ont entre eux une grande affinité.

Sa dissolubilité.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau: il ne demande, d'après Bergman, que 2,82 parties d'eau; il n'est pas sensiblement plus dissoluble à chaud qu'à froid: car, d'après le même chimiste, il exige 2,76 d'eau bouillante; aussi ne cristallise-t-il pas par le refroidissement, comme la plupart des autres sels: il faut, pour l'obtenir dans cet état, faire évaporer la dissolution, soit par l'action du feu, soit spontanément à l'air.

Dissolution de ce sel. Température observée.

Comme le muriate de soude se combine très-promptement à l'eau, il se produit un grand froid, c'est-à-dire, que, dans un temps très-court, il y a beaucoup de calorique absorbé. Il n'en faudrait cependant pas conclure qu'il demande plus de chaleur qu'un autre pour se dissoudre; il y a même quelques faits qui semblent prouver qu'il en a moins besoin que beaucoup d'autres.



Extraction de l'acide Muriatique.

A

C

G

G

D

E

F

1 Mètre.

Girard del.

Delettre Sculp.

Il parait avoir plus d'affinité avec l'eau, que la plupart des autres sels; car, à l'exception de ceux qui sont déliquescens, il les précipite tous de leurs dissolutions; et pendant ces précipitations, il se dégage constamment une certaine quantité de calorique.

Extraction de l'acide muriatique du muriate de soude par l'acide sulfurique.

L'acide sulfurique décompose le muriate de soude; il se dégage de l'acide muriatique, qui est disposé à se combiner avec toutes les matières qu'on lui présente, excepté la silice. Le résidu de l'opération est du sulfate de soude, *sel de Glauber*, dont on peut tirer parti pour l'usage de la médecine, ou pour la fabrication de la soude.

Pour obtenir l'acide muriatique, on prend huit parties de soude purifiée, réduite en poudre; on l'introduit dans une cornue A, ou dans un matras, on y introduit cinq parties d'acide sulfurique à 66 degrés, à l'aide d'un tube à double courbure B; on peut y ajouter de l'eau, pour éviter que l'effervescence soit trop forte. On adapte à la cornue un matras C, pour recevoir la portion d'acide sulfurique et d'acide muriatique impur, qui passent sur-tout vers la fin de l'opération, à la faveur du calorique. D, E, F, suite de flacons dans lesquels on met de l'eau; la quantité doit être égale au poids du sel employé. Ces flacons sont réunis par des tubes de sureté G. Il faut avoir soin de luter exactement les jointures. Les choses ainsi disposées, on met un peu de feu sous l'appareil, et l'on augmente la chaleur par degrés, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien.

Si au lieu d'une cornue, on se sert d'un matras, il faut mettre pour premier récipient une bouteille à deux tubulures, comme il est représenté dans la planche ; on met aussi dans ce premier flacon un peu d'eau, pour y placer un tube de sureté, et retenir l'acide sulfurique et l'oxide de fer qui s'élève vers la fin de l'opération.

Lorsque le gaz se combine avec l'eau, il y a chaleur ; et quand la température s'abaisse, l'eau redevient susceptible d'en absorber encore. Pour tirer parti de l'opération, il faut environner les flacons de glace; mais il faut prendre garde que les flacons n'éclatent, lorsque, par une élévation de température, l'eau ne peut plus retenir l'acide; car il ne faut pas perdre de vue que l'eau chaude coërce moins d'acide muriatique que l'eau froide.

Muriate de soude décomposé par l'acide nitrique.

L'acide nitrique décompose à froid le muriate de soude; mais l'acide muriatique, qui se dégage, n'est pas pur : il est à l'état d'acide nitreux, mêlé d'acide muriatique oxigèné.

Pour faire cette expérience, on met du muriate de soude, réduit en poudre dans une cornue ; on y ajoute de l'acide nitrique, dans les mêmes proportions que pour la décomposition de ce sel par l'acide sulfurique : on adapte à la cornue un ballon tubulé, d'où part un tube de sureté, qui va plonger dans un flacon de Woulf, dans lequel on met autant d'eau que l'on a employé de sel.

Lorsque l'appareil est monté, on l'échauffe par degrés.

L'acide nitrique commence par s'unir avec la soude, et forme du nitrate de soude, et il se dégage de l'acide muriatique très-concentré.

Cet acide attaque l'acide nitrique non encore combiné; il lui enlève une portion d'oxigène, et forme de l'acide muriatique oxigèné.

D'une autre part il se forme de l'acide nitreux, provenant de la partie de l'acide nitrique privé de son oxigène, et qui n'a pas pu se combiner avec la soude, même avant qu'il ait pu former cette combinaison; et l'acide muriatique oxigèné, combiné avec l'acide nitreux, change celui-ci en acide nitrique : en lui donnant son oxigène, il est réduit à l'état d'acide muriatique simple.

Les autres acides n'ont pas d'action à froid sur le muriate de soude; mais quelques-uns le décomposent à l'aide de la chaleur : tels sont l'acide phosphorique et l'acide boracique.

La raison de cette différence dépend de ce que l'acide muriatique tend à se combiner au calorique, lorsque celui-ci est accumulé et condensé, en quelque sorte, dans le muriate de soude; ce qui conséquemment affoiblit l'affinité entre les principes : tandis que les acides phosphorique et boracique, n'ayant pas la même attraction pour le calorique, leur tendance pour se combiner à la soude, n'étant pas disséminée, il arrive une époque où l'affinité du calorique pour l'acide muriatique, et celle des acides fixes pour la base du sel marin, l'emportent, et la décomposition a lieu.

Muriate de soude décomposé par les acides phosphorique et boracique.

Dans un cas, il se forme du phosphate de soude, et dans l'autre du borate de soude.

Décomposition du muriate de soude, par la baryte.

Parmi les substances terreuses, il n'y a que la baryte qui puisse décomposer à froid le muriate de soude ; elle s'empare de l'acide muriatique, et en sépare la soude à l'état caustique.

Muriate de soude décomposé par l'alumine.

Quoique dans les circonstances les plus ordinaires, la soude ait plus d'affinité que l'alumine avec l'acide muriatique, cependant, en élevant beaucoup sa température, on sépare une certaine quantité d'acide muriatique, et tel est le procédé qu'on emploie dans les fabriques d'eau-forte pour faire ce qu'on appelle *esprit de sel.* Il est très-vraisemblable que cette décomposition est en grande partie due à la présence des pyrites, presque toujours contenues dans les argilles siliceuses qui servent à cette opération.

Muriate de soude décomposé par la chaux.

La chaux décompose aussi ce sel, si on fait une bouillie avec du muriate de soude et de la chaux, la soude vient à la surface, grimpe à l'état de carbonate de soude, elle absorbe l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère.

Il faut croire qu'il se fait une combinaison du muriate de chaux avec l'excès de chaux mis à nud par la soude enlevée par l'acide carbonique.

Muriate de soude décomposé par la potasse.

La potasse est la seule, entre les alcalis qui décompose le muriate de soude, il se forme du muriate de potasse, et la soude devient libre.

On s'est beaucoup occupé des moyens d'extraire la soude du sel marin; presque tous les

procédés qu'on a proposés se réduisent au même principe, c'est-à-dire, à convertir le muriate de soude en sulfate de soude, à décomposer celui-ci par le charbon, et à absorber le soufre par une terre calcaire, ou par le fer.

Les personnes qui desireraient avoir des connaissances plus étendues sur cela, pourront consulter un excellent rapport des citoyens Pelletier, Lelièvre et d'Arcet, imprimé dans le dix-neuvième volume des Annales de Chimie.

Muriate de soude décomposé par un oxide métallique.

Si on mêle quatre parties de muriate de soude contre une d'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge, et qu'on en fasse une pâte avec un peu d'eau, la litharge perd peu-à-peu sa couleur; il en résulte une matière blanche, et on peut extraire la soude par des lotions.

C'est par des procédés semblables que Turner l'extrait en Angleterre.

On peut encore opérer cette décomposition en dissolvant 25 parties de sel marin dans 30 parties d'eau; on pulvérise 100 parties de litharge, et on la mêle à une douce chaleur, environ à 70 degrés, mais sans faire bouillir, car l'ébullition retarde la décomposition du muriate de soude.

Il se forme du muriate de plomb très-blanc; on retire facilement le plomb du muriate, en le mêlant avec du charbon, et en faisant chauffer fortement le mélange.

Le muriate de soude est d'un usage très-multiplié dans les arts et dans les opérations domestiques; on s'en sert dans les manufactures de

poterie ou de faïence, pour aider la vitrification de la surface; en chimie, pour faire l'acide muriatique simple et oxigéné, pour faciliter la fusion des substances métalliques, et les garantir du contact de l'air; chez les tanneurs, pour préparer les cuirs de Hongrie; enfin on l'emploie dans les salaisons pour conserver les matières végétales et animales, etc.

Muriate de strontiane.

Muriate de strontiane.

Pour préparer ce sel, il faut suivre le procédé indiqué pour le nitrate de strontiane.

Solubilité de ce sel. Sa cristallisation.

Ce sel est assez soluble dans l'eau, il cristallise en longs prismes trop fins pour en déterminer la forme; il se dissout dans 0,75 d'eau.

Sa décomposition par l'acide sulfurique et nitrique.

Il est décomposé par l'acide sulfurique et nitrique.

Décomposé par la baryte, la potasse et la soude.

La baryte, la potasse et la soude le décomposent.

Muriate de strontiane et alcool. Sa combustion.

Si l'on brûle de l'alcool, tenant en dissolution du muriate de strontiane, la flamme est toujours d'un rouge purpurin, caractère qui distingue ce sel de celui de baryte et de tous les autres.

Muriate de chaux.

Muriate de chaux.

Le muriate de chaux est la combinaison de l'acide muriatique avec la chaux, il existe presque par-tout, mais en petite quantité; on le trouve dans les matériaux salpêtrés, dans les terres cal-

caires, dans les eaux de la mer, les eaux-mères des salines, des puits de Paris, etc.

Manière de préparer ce sel.

Pour préparer ce sel, on décompose le carbonate de chaux par l'acide muriatique. Lorsque la saturation est complette, on filtre, et l'on fait évaporer.

Sa saveur.

Sa saveur est âcre et amère.

Action du calorique.

Il perd une portion de son acide par l'action d'un feu violent, mais jamais la totalité ; il reste du muriate de chaux avec excès de base, c'est *le phosphore de Baudoin*, qui répand de la clarté dans l'obscurité, sur-tout si on le frotte avec une lame de fer.

Phosphore de Baudoin.

Sa fusion aqueuse et ignée.

Il est susceptible de deux fusions. — Fusion aqueuse et fusion ignée.

Si pendant sa fusion ignée, on y plonge des barreaux de fer, ils s'encroûtent, et si on les laisse ensuite dans l'obscurité, il jettent une belle lumière phosphorique.

Action de l'air sur ce sel.

Exposé à l'air, il se résout en liqueur, c'est ce qu'on appelait autrefois *huile de chaux*.

Emploi de ce sel pour desséçher les gaz.

L'énergie avec laquelle le muriate de chaux sec absorbe l'humidité de l'air, l'a fait employer par Lavoisier pour desséçher les gaz, sur-tout lorsqu'il reformait de l'eau avec le gaz hidrogène et le gaz oxigène. Cette substance peut très-bien remplacer la potasse caustique.

Muriate de chaux pouvant servir d'hygromètre.

Le muriate de chaux est un hygromètre fidele qui absorbe vivement l'humidité de l'air : ainsi

si on expose un poids quelconque de muriate de chaux desséché dans un volume d'air déterminé, on voit qu'on en obtiendrait la connaissance du poids réel et effectif de l'eau que pourrait contenir l'air.

Sa dissolubilité dans l'eau.
Sa cristallisation.

Ce que nous venons de dire, prouve que ce sel a une très-grande affinité avec l'eau, mais il ne cristallise que difficilement. Cependant, par une évaporation convenable, sa dissolution fournit des cristaux dont la forme est celle d'un prisme à six pans égaux, avec des pyramides à six faces.

Lorsqu'on a beaucoup rapproché la dissolution du muriate calcaire, elle se refroidit sans cristalliser, si elle est dans un repos absolu; mais si l'on vient à l'agiter tout-à-coup, elle se prend en une masse solide et dure comme de la pierre, d'où il se dégage une grande quantité de calorique.

Les acides sulfurique, nitrique, le décomposent aussi, en s'emparant de sa base.

Muriate de chaux et acides.

L'acide sulfurique en chasse l'acide muriatique, sous forme de fumée blanche, et on a du sulfate de chaux.

Mais, comme l'acide nitrique n'est pas si fort, le précipité est moins abondant, et comme le nitrate de chaux qui se forme est soluble, tout reste suspendu dans la liqueur, sur-tout si elle est étendue d'eau.

Nous verrons aussi que les acides oxalique et tartareux, décomposent ce sel.

La baryte, la strontiane et les alcalis fixes, décomposent le muriate de chaux, parce qu'ils ont avec l'acide muriatique plus d'affinité que cette terre.

Décomposition du muriate de chaux par la baryte, la strontiane, la potasse et la soude.

L'ammoniaque ne l'altère en aucune manière, lorsqu'elle est bien pure. Si elle se trouve mêlée d'acide carbonique; alors, il y aurait double affinité, et il se formerait du carbonate de chaux.

Tous les sulfates, excepté celui de chaux, avec le muriate calcaire, éprouvent réciproquement des décompositions; il se forme dans toutes ces circonstances du sulfate de chaux, et des muriates différens, suivant la nature des sulfates employés.

Muriate de chaux décomposé par les sulfates.

Le muriate de chaux n'est guère d'usage qu'en médecine, où on l'emploie comme fondant : il est très-dissoluble dans l'alcool, ce qui donne une grande facilité pour le séparer des autres sels auxquels il est mêlé. Ce sel, ainsi dissous dans l'alcool, brûle avec une flamme d'un beau rouge; il faut avoir soin d'agiter pendant l'inflammation, plus la liqueur s'épaissit, plus elle rougit.

Muriate de chaux et alcool.

Muriate d'ammoniaque.

Muriate d'ammoniaque.

Ce sel a été nommé par les anciens, sel ammoniac, parce qu'on le retirait de l'Ammomie, contrée de la Lybie, où était situé le temple de Jupiter-Ammon.



Ce sel existe en petite quantité dans la nature, aux environs des Volcans, au Vésuve, vers l'Etna,

et même au Vivarais, où il se présente sous différentes couleurs; savoir, le gris, le noirâtre, le rouge, le vert, etc. Mais il est impur, combiné ordinairement avec de l'arsenic et du fer.

On le trouve quelquefois en dissolution dans les eaux de certains lacs de Toscane; il existe aussi dans quelques montagnes de la Tartarie et du Thibet, dans les cavernes ou grottes de Pouzzole, etc.

Manière de fabriquer le sel ammoniac en Egypte.

Le muriate d'ammoniaque du commerce est le produit de l'art; c'est particulièrement en Egypte qu'on fabrique cette substance saline, avec les excrémens des animaux qui se nourrissent des plantes salées. Pour cela, on ramasse la fiente des bœufs, chameaux, et de plusieurs autres animaux; on la fait dessécher en l'appliquant à la surface des murs, et on la brûle ensuite dans les foyers domestiques pour se chauffer.

La suie qui résulte de la combustion de ces matières, est recueillie avec soin, et on la met dans de grandes bouteilles de verre, d'environ un demi mètre de diamètre, terminées par un cou de deux doigts de haut: on les expose à l'action d'un feu assez vif, que l'on continue pendant soixante-douze heures. Le sel ammoniac s'élève à la partie supérieure du ballon, où il s'attache et prend la forme d'une demi-sphère creuse; les matières charboneuses et fuligineuses restent au fond, parce qu'elles ne sont pas volatiles; il y a cependant toujours un peu d'huile empyreumatique à moitié décomposée, qui se volatilise aussi,

et qui colore les pains de sel ammoniac par la partie supérieure.

Procédés suivis en France pour faire le sel ammoniac.

Il s'est élevé plusieurs manufactures dans lesquelles on fabrique le sel ammoniac de toutes pièces, en distillant toutes sortes de matières animales, dans des espèces de fourneaux, qui font l'office de grandes cornues, et en mêlant le produit aqueux, chargé de carbonate d'ammoniaque, avec des eaux-mères des salines des départemens de la Meurthe, du Jura, du Mont-blanc, etc. qui contiennent des muriates de chaux et de magnésie : ces sels sont décomposés par le carbonate d'ammoniaque, à l'aide d'une double attraction, dans laquelle l'acide muriatique s'unit à l'alcali volatil, et l'acide carbonique à la chaux et à la magnésie. Ces deux dernières combinaisons étant insolubles, se précipitent, et le muriate d'ammoniaque reste dans la liqueur : on fait évaporer celle-ci jusqu'à siccité ; on sublime ensuite le sel dans des vases de terre, qui, en s'ouvrant en deux parties, facilitent l'extraction de la matière, et peuvent servir à plusieurs opérations.

A Franciade (Saint-Denis), on combinait directement l'acide muriatique, retiré du sel marin, par l'acide sulfurique, avec le produit des matières animales, distillées dans des tuyaux de fonte.

Baume a ausssi préparé, pendant long-temps ce sel ; il se servait de matières animales.

Muriate d'ammoniaque impur, purifié, du Caire, de Paris.

Dans les laboratoires de chimie, on prépare ce sel en mêlant directement de l'acide muriatique avec de l'ammoniaque, jusqu'au point de saturation.

Propriétés phisiques du muriate d'ammoniaque.

Ce sel a une saveur piquante, âcre, huileuse et ammoniacale.

Il est légèrement ductile, il est flexible à la main, il s'applatit lorsqu'on le presse, et cède au choc du marteau; d'où vient qu'il est très-difficile à piler.

Propriétés chimiques du muriate d'ammoniaque.

Le calorique ne le décompose pas, mais il le réduit en vapeurs.

Action du calorique. Muriate d'ammoniaque sublimé.

Si on le jette sur des charbons, il se volatilise promptement en fumées blanches; et, si on y applique un vase renversé, il se tapisse de poussière blanche; c'est du muriate d'ammoniaque.

Purification de ce sel par la sublimation.

Lorsqu'on opère en grand, il faut avoir un matras à long col, et boucher le bout avec du papier, pour éviter d'en perdre.

Comme ce sel est très-volatil, on emploie ce moyen pour le purifier. *Linnæus* a dit qu'on pouvait opérer cette sublimaison dans des vases qu'il appelle *circulaires;* c'est-à-dire, coupés tout au tour, ou bien dans des vases, ouvrant comme des boëtes à savonnettes.

Mis en contact avec l'air; nulle action.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Muriate d'ammoniaque et oxides métalliques.
Oxide de plomb demi-vitreux, trituré avec ce sel.

Les oxides métalliques décomposent ce sel. Dans la section des métaux, nous ferons connaître la manière de faire ces sortes d'expériences.

L'eau, à la température de 10 degrés, en dissout 0,35 de son poids; l'eau bouillante en dissout beaucoup davantage, de manière qu'elle en dépose une grande quantité par le refroidissement. Mêlé avec la glace, il produit un froid considérable.

Sa dissolubilité par l'eau.
Mêlé avec la glace.
Thermomètre.
Sa cristallisation.

Sa forme est celle d'un prisme à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces.

Quelques acides, et spécialement l'acide sulfurique, décomposent ce sel; il résulte de l'acide muriatique et du sulfate d'ammoniaque.

Muriate d'ammoniaque et acides.

Mêlé avec l'acide nitrique, il forme une espèce d'eau régale qui dissout bien l'or.

A froid, le muriate d'ammoniaque est décomposé par l'acide nitrique, mais c'est le contraire à chaud.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux, et même par la magnésie, quand on emploie l'action du calorique; c'est sur cette propriété qu'est fondé l'art de préparer l'ammoniaque.

Muriate d'ammoniaque décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux, la magnésie.

Pour faire cette opération, l'on prend ordinairement deux parties de chaux, et une de sel ammoniac, l'une et l'autre pulvérisée; on les introduit dans une bonne cornue de grès, à laquelle on adapte un allonge et un ballon tubulé, ou une bouteille à deux tubulures, d'où part un tube communiquant dans une bouteille pleine d'eau; si une ne suffit pas, on en met deux, trois, etc.

Préparation de l'ammoniaque ou alcali volatil.

La quantité d'eau mise dans ces bouteilles doit être, à-peu-près égale à celle du sel employé. L'appareil bien luté, on chauffe par degrés : à mesure que l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz, elle est dissoute par l'eau, et forme ce qu'on appelait autrefois *l'acali volatil fluor.*

Alcali volatil fluor.

L'acide muriatique reste dans la cornue uni à la chaux ; il a été nommé *phosphore de Baudoin*, parce que, frotté dans l'obscurité, il répand des traces de lumière assez vive.

Phosphore de Baudoin.

Exposé dans un lieu humide, il se fond en partie, et se réduit en un liquide épais et doux au toucher, ce qui lui avait valu la dénomination *d'huile de chaux.*

Huile de chaux.

La chaux en poudre et triturée avec le muriate d'ammoniaque, dégage aussi du gaz ammoniaque.

Chaux en poudre et muriate d'ammoniaque triturés ensemble.

Les deux alcalis fixes décomposent le muriate ammoniacal, comme le fait la chaux, et ils en dégagent de même l'ammoniaque pur, et sous forme de gaz.

Muriate d'ammoniaque décomposé par la potasse et la soude.

Ce sel est très-utile dans les arts, en chimie et médecine; il sert en teinture pour aviver certaines couleurs ; pour étamer les métaux, dont il décape la surface et l'empêche de s'oxider ; on l'emploie, en docimasie, pour reconnaître la présence du fer dans les minéraux, parce qu'il en favorise la sublimation ; enfin, il est très-usité en médecine, pour la préparation des médicamens, tant externes qu'internes.

VINGT-SIXIÈME

VINGT-SIXIÈME LEÇON.

VINGT-SIXIÈME LEÇON.

Muriate de magnésie.

Muriate de Magnésie.

On trouve souvent ce sel en dissolution dans les eaux, dans les terrains calcaires, dans des matériaux salpétrés, où il accompagne constamment les nitrate et muriate de chaux, etc.

Manière de préparer ce sel.

On le prépare, en mêlant directement de la magnésie, avec de l'acide muriatique, jusqu'au point de saturation; on filtre et on évapore.

Ses propriétés phisiques, sa saveur, etc.

Sa saveur est amère, âcre, piquante.

Action du calorique.

Il est décomposé par la chaleur qui en chasse l'acide, et la magnésie reste pure.

En contact avec l'air.

Il attire l'humidité de l'air, et se résout en une sorte de bouillie, ou d'huile très-douce à la peau.

Sa dissolubilité par l'eau.

Sa cristallisation.

Sa dissolution dans l'eau cristallise difficilement, quelquefois il est en lames; mais, plus souvent ce sel est mou, et n'offre que rarement des formes régulières.

Muriate de magnésie donnant du froid par sa dissolution dans l'eau, lorsqu'il est pur et cristallisé.

Effet contraire lorsqu'il a été desséché.

Lorsque ce sel est pur et bien cristallisé, il donne du froid en se dissolvant dans l'eau; mais, s'il a été desséché, il produit un effet contraire. Ces deux propriétés sont communes à tous les sels, qui absorbent beaucoup d'eau pour se cristalliser, et on en voit facilement la raison, en considérant l'eau qu'ils solidifient.

Muriate de magnésie et acides.
Acide sulfurique.

L'acide sulfurique et nitrique décomposent le muriate de magnésie.

Pour opérer ces décompositions, il faut distiller, dans une cornue de verre, un mélange d'une partie de cet acide, et de deux parties de muriate de magnésie. L'acide de ce dernier se volatilise, tandis que les deux autres plus puissans se combinent avec la magnésie, et forment du sulfate ou du nitrate magnésien.

— nitrique.

Avec l'acide nitrique, on obtient aussi de l'acide muriatique oxigèné, mêlé de gaz nitreux.

— boracique.

L'acide boracique en dégage aussi l'acide muriatique par la chaleur.

Décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux et les alcalis fixes.

La baryte, la strontiane et les alcalis fixes, décomposent le muriate de magnésie. Si les alcalis sont bien caustiques, la magnésie se précipite pure.

Les alcalis par excès ne dissolvent pas la magnésie, comme ils le font par l'alumine; ce qui donne un très-bon moyen de séparer ces deux terres, lorsqu'elles se trouvent réunies dans quelques dissolutions.

Avec l'ammoniaque, sel triple formé.

L'ammoniaque n'en opère pas la décomposition complète, parce qu'il se forme une espèce de sel triple, *muriate ammoniaco-magnesien*, cristallisable avec la portion subsistante de muriate magnésien.

Muriate ammoniaco-magnésien.

Muriate de magnésie et sulfates et nitrates alcalins.

Le muriate magnésien décompose les sulfates et nitrates, à base d'alcalis fixes et d'ammoniaque, par la voie des doubles affinités; mais, pour s'assurer de ces décompositions, il faut évaporer ou mêler

avec l'alcool, les dissolutions de ces sels, versées sur la dissolution du muriate de magnésie, parce que les matières salines nouvelles qui en résultent, restent en dissolution dans la liqueur aqueuse, après le mélange.

Le muriate de magnésie est très-soluble dans l'alcool, et brûle avec une flamme jaunâtre, qui rougit sur la fin.

Muriate de magnésie et alcool.

Le muriate de magnésie n'est presque d'aucun usage.

Muriate de glucine.

Muriate de glucine.

Ce sel a beaucoup de propriétés analogues à celles du nitrate (*voyez* ce sel) : il n'en diffère, 1°. qu'en ce qu'il cristallise plus facilement ; cependant, ses cristaux sont si petits, qu'il a été impossible au citoyen Vauquelin d'en reconnaître la forme. 2°. Parce qu'il n'attire pas l'humidité de l'air. 3°. Parce qu'il est décomposé par l'acide sulfurique.

Différence qui existe entre le muriate de glucine et le nitrate.

Quoiqu'il ne soit pas déliquescent, il est assez abondamment dissous par l'alcool, et cette dissolution étendue d'eau, forme une liqueur sucrée fort agréable.

Sa dissolution dans l'alcool.

Ce sel est décomposé par toutes les bases précédentes.

Décomposé par la baryte, la strontiane, la magnésie, la chaux, la potasse, la soude et l'ammoniaque.

Ce sel n'est encore d'aucun usage.

Muriate d'alumine.

Muriate d'alumine.

On ne trouve pas ce sel dans la nature.

Manière de le préparer.

On unit l'acide muriatique à l'alumine ; mais il est difficile de le saturer parfaitement.

Point cristallisable.

On ne peut pas l'obtenir sous une forme régulière.

Son action sur la teinture des violettes.

Il rougit le syrop de violettes.

Sa saveur.

Sa saveur est styptique, comme l'alun. . . .

Action de ce sel sur les substances animales.
Emploi de ce sel pour gonfler les peaux.

Il gonfle les peaux : on croit même que les cuirs de Hongrie sont préparés avec du muriate d'alumine, parce qu'on y emploie du muriate de soude, et du sulfate d'alumine; de manière qu'il se forme une décomposition dans la trempe des peaux: dans ce mélange, l'acide muriatique du muriate de soude se porte sur l'alumine, et l'acide sulfurique du sulfate d'alumine, sur la soude; en sorte qu'il se forme du sulfate de soude, qui est soluble, et du muriate d'alumine qui s'interpose dans les cuirs, et les conserve.

Décomposition de ce sel par le calorique.

Le muriate d'alumine se décompose au feu; l'alumine reste pure.

Sa dissolubilité.

La dissolution de ce sel prend une couleur jaune par l'évaporation, elle fournit une masse gélatineuse, demi-transparente, de la même couleur que la dissolution, et comme cornée difficile à réduire en poudre.

Sa décomposition par quelques oxides métalliques.

Il est décomposé par certains oxides métalliques; voilà pourquoi, lorsque l'on expose au feu un mélange de sulfate d'alumine, qui tient de l'oxide fer, on a soin de faire calciner la mine, pour que l'acide sulfurique se porte sur l'alumine, de préférence au fer; autrement on aurait pour produit plus de sulfate de fer que d'alun.

Les substances terreuses et les alcalis décomposent ce muriate. La potasse et la soude ont la propriété de redissoudre le précipité d'alumine, quand on met ces alcalis en excès, propriété que n'a pas la magnésie. L'ammoniaque ne redissout pas le précipité bien complètement.

Décomposé par les substances terreuses et alcalines.

Plusieurs acides décomposent ce sel, sur-tout l'acide nitrique et sulfurique : en général l'alumine tient peu aux acides.

Action des acides forts.

Muriate de zircone.

Muriate de zircone.

Préparation de ce sel.

L'acide muriatique est celui qui s'unit le plus aisément à la zircone, lorsqu'elle est divisée ou combinée à l'acide carbonique ; mais elle refuse absolument de former cette union, si on la fait rougir, même légèrement : il est donc important de ne pas dessécher cette terre à une forte chaleur, lorsqu'on veut la combiner aux acides.

Sa couleur et sa saveur.

Le muriate de zircone n'a point de couleur; sa saveur est astringente.

Décomposé par le calorique.

Le calorique le décompose, il en chasse l'acide.

Id. — par la salive.

Il forme des grumeaux dans la bouche, en se décomposant par la salive.

Action de l'air.

Ce sel perd sa transparence à l'air, en perdant une partie de son eau de cristallisation.

Mêlé avec une dissolution de gaz hidrogène sulfuré.

Une dissolution de gaz hidrogène sulfuré dans l'eau mêlée à une dissolution de muriate de zircone, tenant du fer, en trouble la transparence, et lui donne une couleur rougeâtre, mais n'y occasionne pas de véritable précipité.

Décomposition de ce sel par l'hidro-sulfure d'ammoniaque.

L'hidro-sulfure d'ammoniaque précipite sur-le-champ ce sel en un très-beau vert, qui paraît noir, lorsqu'il est sec ; ce précipité, exposé sur les charbons ardens, répand une odeur de gaz hidrogène sulfuré, et devient d'un bleu légèrement purpurin par la pulvérisation ; tandis qu'avant d'avoir été chauffé, il donne une poudre d'un gris de perle : cette couleur est due à l'oxide de fer combiné à la zircone.

Dissolubilité du muriate de zircone dans l'eau et l'alcool.

Ce sel jouit d'une dissolubilité assez grande ; il se dissout également dans l'alcool, à la flamme duquel il ne communique pas de couleur particulière.

Sa cristallisation.

La dissolution de ce sel fournit, par une évaporation ménagée, de petites aiguilles transparentes, dont la forme est très-difficile à déterminer.

Cristaux cubiques provenant du muriate de zircone, contenant de la silice.

Action de l'air sur ces cristaux.

Lorsque le muriate de zircone contient encore quelques portions de silice, il donne des cristaux cubiques, qui sont sans consistance, et ressemblent à une gelée. Ces cristaux cubiques, exposés à l'air, perdent peu-à-peu leur transparence, et diminuent de volume ; il se forme, dans la masse même de ce sel, des aiguilles blanches et soyeuses, qui sortent au-dehors des cubes où elles ont pris naissance.

Zinc en lame dans une dissolution de ce sel.

Une lame de zinc, mise dans une dissolution de muriate de zircone, donne naissance à une légère effervescence, due à du gaz hidrogène ; la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée

blanche, demi-transparente au bout de quelques jours.

Les substanccs terreuses décomposent ce sel, ainsi que les alcalis.

Action des terres et des alcalis.

L'alumine pure le décompose, à l'aide d'une légère chaleur; l'alumine se dissout, la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée par le refroidissement. Lorsque le muriate de zircone contient du fer, il reste en dissolution avec l'alumine, et la zircone, qui a été précipitée par ce moyen, ne contient plus sensiblement de ce métal; c'est donc un moyen simple et facile de dépouiller cette terre du fer qui l'accompagne dans les hyacinthes, et qui y tient avec beaucoup de force.

L'affinité de la zircone, pour l'acide muriatique, suit le même ordre que pour l'acide nitrique, relativement aux alcalis et aux terres.

Décomposition du muriate de zircone.

1°. Par l'acide sulfurique.

Le muriate de zircone, est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique; une partie du sulfate de zircone formé se précipite sous la forme de flocons blancs, très-pesans, et une autre portion cst retenue en dissolution par l'acide muriatique: mais, à l'aide de la chaleur, cet acide se dissipant, le reste du sulfate de zircone se dépose à mesure; et, si l'on arrête l'évaporation de la liqueur, avant qu'elle ne soit réduite à siccité, elle se prend en une espèce de gelée par le refroidissement. Le sulfate de zircone est donc dissoluble dans l'acide muriatique, dissolubilité qui est encore augmentée par l'intermède du calorique.

2°. Par les acides phosphorique, citrique, tartareux, oxalique, sachlactique.

2°. Les acides phosphorique, citrique, tartareux, oxalique, sachlactique, décomposent le muriate de zircone, et forment avec sa base des composés insolubles, qui se précipitent en flocons blancs.

3°. Par l'acide gallique.

3°. L'acide gallique précipite le muriate de zircone en une matière blanche, et en vert grisâtre, si elle contient du fer; et le dépôt qu'il forme dans ce dernier cas, devient, en se séchant, d'un noir luisant, qui a le même aspect que l'encre de la Chine. La liqueur, au milieu de laquelle les gallates de zircone et de fer ont été formés, conserve une couleur verdâtre; et, quoique de nouvelles quantités d'acide gallique n'y occasionnent plus de précipitation, le carbonate d'ammoniaque en sépare une matière floconneuse très-abondante, qui a une couleur purpurine, à-peu-près semblable à celle de la lie de vin.

On voit, d'après ces expériences, que l'acide gallique a plus d'affinité avec la zircone, que l'acide muriatique, et que les gallates de zircone et de fer, sont dissolubles dans l'acide muriatique, puisqu'il en est resté une partie en dissolution dans la liqueur qui a été séparée par le carbonate d'ammoniaque.

Muriate de silice.

Muriate de silice.

Ce sel est encore très-peu connu; le citoyen Fourcroy est le premier qui l'ait observé.

Manière de préparer le muriate de silice.

Pour obtenir ce muriate, on fond la silice avec l'alcali, on verse ensuite sur ce mélange de l'acide

muriatique; la silice se dissout dans l'acide, et conserve toujours un excès d'acidité ; si l'on chauffe, la silice se précipite, et l'on obtient un muriate de potasse et de silice.

Ce sel rougit les couleurs bleues végétales, et est décomposé par le calorique.

Son action sur les couleurs bleues végétales.

Décomposé par le calorique.

On n'a point encore examiné les autres propriétés de ce sel.

Muriate sur-oxigèné de potasse.

Muriate sur-oxigèné de potasse.

Ce sel, dont la découverte est due à Berthollet, se prépare, en faisant passer dans une dissolution de potasse caustique, ou combinée à l'acide carbonique, du gaz acide muriatique oxigèné.

Procédé pour préparer ce sel.

L'appareil dont on sert pour cette opération, est le même que pour l'acide muriatique oxigèné, à cette différence que, dans les flacons de Woulf, au lieu d'eau, on met une dissolution de potasse. La meilleure proportion à garder entre l'eau et la potasse, c'est six parties de la première, et une de la dernière. Lorsqu'on emploie du carbonate de potasse, il se produit au bout d'un certain temps, une effervescence due au dégagement de l'acide carbonique; avec la potasse caustique, il n'y a point d'effervescence, mais il se développe un peu de calorique, différence qui s'explique aisément.

Description de l'appareil.

Comme le muriate sur-oxigèné de potasse n'est pas, à beaucoup près, aussi dissoluble que la

Phénomènes qui se passent dans l'opération.

potasse, dès qu'il s'en est formé une certaine quantité, il cristallise au milieu de la liqueur sous la forme de paillettes brillantes, dont la quantité augmente à mesure que la saturation se fait. En examinant le résultat de cette opération, Berthollet a trouvé que l'acide muriatique oxigèné ne se combinait point à la potasse tel qu'il y arrivait ; qu'au contraire, il se divisait en deux parties, l'une qui se dépouillait de son oxigène en faveur de l'autre, en sorte qu'il se forme de l'acide muriatique sur-oxigèné et de l'acide muriatique ordinaire qui s'unissant l'un à l'autre à la potasse, donnent naissance à du muriate de potasse ordinaire, et à du muriate sur-oxigèné de potasse. Il s'établit donc trois affinités dans cette opération, celle d'une nouvelle quantité d'oxigène pour l'acide muriatique oxigèné, et de celui-ci pour la potasse, et celle de l'acide muriatique ordinaire pour le même alcali.

Séparation du muriate de potasse du muriate sur-oxigèné de potasse.

La dissolubilité de ces sels étant très-différente dans l'eau froide, leur séparation devient facile ; il suffit de ramasser le sel qui s'est cristallisé pendant l'opération, de le dissoudre dans la quantité d'eau bouillante nécessaire, de filtrer la dissolution pour en séparer une petite quantité de terre, qui existe dans la potasse commune, et de la laisser refroidir. Le muriate sur-oxigèné se dépose sous la forme de lames brillantes. Pour l'obtenir sec, on décante la liqueur surnageante ; on le laisse égoutter, et on le fait sécher ensuite sur des papiers-brouillards. Comme le muriate sur-

oxigèné de potasse est peu dissoluble dans l'eau froide, il en reste peu en dissolution dans les eaux-mères; cependant, si on veut le recueillir entièrement, on y parvient en réduisant la liqueur par l'ébullition, et en la laissant refroidir.

Propriétés du muriate sur-oxigèné de potasse.

Cristallisation de ce sel.

Ce sel prend ordinairement la forme de lames quarrées très-minces: quelquefois il se présente sous celle d'un parallèlipipède.

Sa saveur.

Sa fusion sur les charbons.

Sa saveur est fraîche et piquante comme celle du salpêtre; il fuse sur les charbons allumés, à la manière de ce dernier, cependant avec plus de vélocité, et en répandant une flamme plus vive. Broyé sur un porphyre, ou dans un mortier de marbre avec un pilon de bois, il pétille et lance des étincelles.

Action du calorique dans des vaisseaux clos.

Distillé dans une cornue, il se décompose assez facilement, et donne, à une chaleur médiocre, du gaz oxigène bien pur.

Gaz oxigène obtenu.

Cent parties de ce sel donnent environ 0,33 de son poids de gaz oxigène. Lorsqu'il a été préparé avec soin, et que la distillation a été faite artistement, le gaz oxigène que l'on obtient, est presque entièrement absorbé par le phosphore; il n'a donné à Berthollet que 2 à 0,03 de résidu, encore est-il vraisemblable qu'ils provenaient de l'air de l'appareil dont il est difficile de se débarasser.

La chaleur modérée, à laquelle l'oxigène quitte le muriate de potasse, indique que ce principe n'y adhère pas très-fortement, ou qu'il retient dans sa combinaison une grande quantite de calorique; ce que semblent annoncer plusieurs faits

où le muriate sur-oxigèné est décomposé par les corps combustibles.

Point décomposé par la baryte.

La baryte ne décompose pas ce sel.

Action des acides.
1° Avec l'acide sulfurique.

Si on le jette dans de l'acide sulfurique concentré, il détone, en faisant entendre un bruit sec ; il s'élance à une grande distance du vase, et répand une lumière rouge très-foncée.

2°. Avec l'acide nitrique.

Avec l'acide nitrique concentré, il pétille et répand quelques étincelles, mais sans explosion comme dans le cas précédent.

Muriate sur-oxigèné de potasse et soufre.

Mélangé à la dose de trois parties, avec une de soufre, et trituré dans un mortier de métal, il produit une suite de détonations très-fortes, qui ressemblent à des coups de pistolet, si l'on fait l'expérience seulement à la dose d'un gramme.

Le même mélange détone encore plus fortement sous le choc du marteau : il s'enflamme dans l'acide sulfurique concentré, en répandant une lumière extrêmement vive.

Muriate sur-oxigèné de potasse, soufre et charbon.

Un mélange de trois parties de ce sel, d'une demi-partie de soufre, et d'une demi-partie de charbon, produit les mêmes effets que le précédent, mais encore plus violens.

Muriate sur-oxigèné de potasse et métaux.

Plusieurs métaux très-combustibles, tels que le fer, l'antimoine, le zinc, l'arsenic et les sulfures métalliques, mêlés avec deux parties de muriate oxigèné, détonnent aussi avec flamme, par le choc, mais ne s'enflamment pas dans l'acide sulfurique.

Muriate sur-oxigéné de potasse et substances végetales.

Beaucoup de matières végétales, telles que les huiles, le sucre, l'amidon, l'alcool, l'éther, la sciure de bois, etc. présentent les mêmes phénomènes. Tous ces mélanges détonent aussi par le choc électrique, en produisant une flamme extrêmement vive.

Ces expériences, dues aux citoyens Fourcroy et Vauquelin, prouvent que l'oxigène est beaucoup moins fortement attaché au muriate de potasse, qu'il ne l'est dans le nitrate de potasse, puisque ce sel ne produit pas les mêmes phénomènes, avec les corps combustibles, traités de la même manière.

Berthollet qui, le premier, avait reconnu la facilité avec laquelle ce sel cédait son oxigène aux corps combustibles, a fait plusieurs tentatives pour en former une poudre plus forte que la poudre à canon ordinaire. Ses soupçons se réalisèrent; mais il reconnut bientôt que l'usage en deviendrait dangereux, tant est grande l'inflammation de cette matière.

Vingt-septième Leçon.

Des phosphates et phosphites.

VINGT-SEPTIEME LEÇON.

Des phosphates et phosphites.

L'acide phosphorique s'unit aux terres et aux alcalis, et forme des sels qu'on a nommés *phosphates*, tandis que ceux qui résultent de la combinaison de l'acide phosphoreux, sont distingués par celui de phosphites : dénominations qui, comme on voit, indiquent à-la-fois, la nature du sel, de la base, de l'acide et de l'état où il s'y trouve.

Propriétés générales des phosphates.

Les combinaisons de l'acide phosphorique avec les terres, les alcalis et quelques oxides métalliques, sont décomposées par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, oxalique, etc. lorsqu'on opère à froid et au milieu de l'eau; mais c'est le contraire à chaud, et le sulfate de potasse, le nitrate de potasse, etc. sont décomposés par cet acide.

Phosphate de baryte.

Phosphate de baryte.

Procédés pour préparer ce sel.

On peut préparer le phosphate de baryte de deux manières, ou en unissant immédiatement jusqu'au point de saturation, la baryte à l'état de pureté, avec l'acide phosphorique, ou même combinée à l'acide carbonique; ou bien, par une double affinité, en présentant à un sel barytique dissous dans l'eau, tel que le muriate ou

le nitrate, l'acide phosphorique combiné à un alcali, soit soude, potasse ou ammoniaque : alors l'acide phosphorique se porte sur la baryte, et forme un dépôt dans la liqueur, tandis que l'autre sel reste en dissolution.

Action du calorique.

Ce sel se fond au feu sans changer de nature, et se vitrifie à une chaleur rouge de plusieurs heures.

Effet du chalumeau.

Il se fond au chalumeau, et si l'on fait l'opération sur un support de charbon, il répand une flamme jaune phosphorique ; les globules qu'il forme deviennent opaques en réfroidissant, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'alcali.

Dissolubilité de ce sel.
Point décomposé par les terres et les alcalis.

Ce sel est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par excès d'acide. Il n'est pas décomposé par les terres et les alcalis.

Action des acides forts.

Les acides ne décomposent pas entièrement le phosphate de baryte ; cependant on croit que l'acide sulfurique le décompose entièrement : mais comme le phosphate de baryte a une très-grande affinité pour un excès d'acide, les acides nitrique et muriatique n'enlèvent qu'une partie de la baryte, et il reste un phosphate de baryte acide.

Décomposition du phosphate de baryte par les sels.

Le phosphate de baryte est décomposé par les sels qui agissent par double affinité, sur-tout lorsque l'acide de ces sels agit plus fortement sur la baryte, que sur leurs bases : ainsi le phosphate de baryte est décomposé par le sulfate de baryte, et par tous les carbonates alcalins, soit à

chaud, soit à froid; mais, dans le premier cas, le carbonate d'ammoniaque est insufisant.

Usages de ce sel. Employé pour séparer le sulfate de chaux de l'acide phosphorique, etc.

Ce sel n'est encore d'aucun usage; mais on peut s'en servir, avec avantage, pour séparer le sulfate de chaux de l'acide phosphorique retiré des os, en faisant bouillir ces matières ensemble, l'acide sulfurique s'unit à la baryte, et la chaux à l'acide phosphorique; d'où naissent deux sels parfaitement insolubles.

Phosphate de strontiane.

Phosphate de strontiane.

Manière de préparer ce sel.

On prépare ce sel en combinant l'acide phosphorique avec la strontiane pure.

Ses proportions.

Il est composé de strontiane 58,76, acide phosphorique 41,24.

Ses effets au chalumeau.

Chauffé au chalumeau, il se fond en un émail blanc, et répand une lueur phosphorique.

Dissolubilité de ce sel dans l'eau.

Ce sel est dissoluble dans l'eau, par les acides muriatique et nitrique.

Sa décomposition par la baryte et par l'acide sulfurique.

Il est décomposé par la baryte, ainsi que par l'acide sulfurique, et mis à l'état de phosphate acidule.

Phosphate de chaux.

Phosphate de chaux.

Existence de ce sel dans la nature.

Ce sel existe abondamment dans la nature, où il forme des masses considérables : chez les animaux il constitue, au moins dans la plupart, la base du squelette, et dans les végétaux, dans les cendres, on le trouve en plus ou moins grande quantité.

C'est

C'est en Espagne, dans la province d'Estramadure, qu'on a trouvé, il y a peu de temps encore, le phosphate de chaux, formant des couches assez étendues; il a une couleur opaque, parsemée de taches jaunâtres, dues à de l'oxide de fer.

Phosphate de chaux natif d'Estramadure. — Gemme chrisolyte d'Espagne.

Celui dont on se sert pour les opérations de chimie et des arts, est retiré des os des animaux, fortement calcinés dans des fourneaux, pour brûler les matières animales qui en lient les parties.

Phosphate de chaux, retire des os. Os calcinés.

Ce sel ne paraît éprouver, de la part de la chaleur, qu'un ramollissement, une espèce de dem-fusion qui lui donne l'apparence de biscuit de porcelaine; et c'est pour cette raison que l'on a donné à ces matières, fortement calcinées, le nom d'os *porcelanisés*. On remarque cependant que les os exposés à l'action d'un feu violent, répandent aux environs une lueur jaune phosphorique, qui indique une décomposition de l'acide phosphorique, dont le phosphore brûle à une certaine distance; mais cette décomposition a des bornes fort étroites, et s'arrête bientôt. Peut-être ces phénomnèes sont-ils dus à une petite quantité de phosphate d'ammoniaque, contenue entre les lames osseuses, ou dans les membranes qui les enveloppent.

Action du calorique sur ce sel.

Os *porcelanisés*.

Le phosphate de chaux est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par le secours d'un acide, tel que le vinaigre, ou l'acide phosphorique lui-même.

Action de l'eau. Dissolubilité du phosphate de chaux par excès d'acide.

Les terres et les alcalis n'ont aucune action sur ce sel.

Les alcalis et les terres ne lui font subir aucune altération, d'où il est évident que les liens qui unissent ses principes entre eux sont très-forts ; mais les acides sulfurique, nitrique, muriatique, acéteux, oxalique, le décomposent en partie, et jusqu'au point seulement où ils ont enlevé, à l'acide phosphorique, environ les 0,40 de la chaux qui existe dans une masse quelconque de phosphate calcaire.

Sa décomposition par les acides.

Os frais dans l'acide nitrique.

Procedé pour décomposer les os par l'acide sulfurique.

C'est en décomposant le phosphate de chaux par l'acide nitrique, que Schèele nous a fait connaître la nature des os ; mais on arrive maintenant au même but, en suivant une marche plus simple.

Voici la manière d'opérer :

1°. Calcination des os.

Calcination des os.

Fabrication du fourneau.

On élève à un double décimètre de hauteur, sur environ un mètre des briques, au-dessus desquelles on place des barres de fer pour former une espèce de grille, sur laquelle on met tous les os que l'on veut calciner ; lorsqu'on élève les briques, il faut avoir l'attention de laisser une ouverture d'un double décimètre en quarré, afin de déterminer un courant d'air ; et, par cette ouverture, on introduit quelques morceaux de bois déjà allumés, lesquels mettent le feu aux os, qui brûlent ensuite par eux-mêmes, jusqu'à ce qu'ils se trouvent assez calcinés ; cette opération, qui n'entraîne avec elle aucune dépense, doit se faire en plein air, parce que la quantité de matière

huileuse, qui échappe à la combustion, est encore assez considérable pour devenir dangereuse, dans un endroit qui serait petit et clos : tous ces os sont ensuite réduits en poudre fine et passés au tamis.

Pulvérisation des os.

Séparation de l'acide phosphorique par l'intermède de l'acide sulfurique.

Mélange des os calcinés avec l'acide sulfurique,

On prend une partie d'os calcinés, on les délaie dans quatre parties d'eau, et on verse sur ce mélange une demi-partie d'acide sulfurique concentré, en agitant continuellement la matière. On laisse macérer le tout pendant vingt-quatre heures, en ayant soin de l'agiter de temps en temps, pour renouveller les surfaces et les points du contact.

Au moment où l'on verse l'acide, il y a dégagement de calorique, et il se fait une vive effervescence, occasionnée par le dégagement de l'acide carbonique; car, outre le phosphate de chaux, les os contiennent aussi une certaine quantité de carbonate de chaux.

Alors, l'acide sulfurique s'unit à la chaux, avec laquelle il forme un sel insoluble, et l'acide phosphorique, rendu libre, se dissout dans l'eau.

Phosphate acidule de chaux.

L'acide que l'on obtient, contient encore beaucoup de chaux, et doit être regardé, d'après les expériences des citoyens Fourcroy et Vauquelin, comme un phosphate acidule de chaux, que les acides ne peuvent décomposer.

Manière de séparer tout l'acide phosphorique des os.

Pour séparer tout l'acide phosphorique des os, on peut décomposer le phosphate acidule par l'acide oxalique, le carbonate d'ammoniaque, et le nitrate de plomb ; mais le premier est trop cher pour pouvoir être proposé. Le second, en précipitant toute la chaux en craie, et en formant du phosphate d'ammoniaque, décomposable à la vérité, avec le charbon, donne le résultat que l'on cherche, mais il complique un peu l'opération, en fournissant du carbonate d'ammoniaque. Le troisième, le nitrate de plomb, paraît préférable, en ce qu'il forme du nitrate de chaux qui reste en dissolution, et du phosphate de plomb, qui se précipite dans la liqueur : ce précipité bien lavé et chauffé avec du charbon bien sec, donne facilement tout le phosphore qu'il contient.

D'après les expériences des chimistes cités ci-dessus, ils indiquent que dans cent parties de phosphate de chaux neutre, ou de terre des os calcinés, il y a 0,41 d'acide phosphorique qui, d'après l'analyse de Lavoisier, contiennent 0,16 de phosphore ; ainsi, en parvenant à mettre ces 0,41 d'acide phosphorique à nud, on obtiendrait en le distillant avec le charbon 0,16 de phosphore, ou un peu moins du sixième du poids de la terre des os, qui en recèle véritablement cette quantité. Mais, comme il n'y a que 0,17 de cet acide mis à nud, et que 0,24 restent encore intimément unis à la chaux, les 0,17 ne peuvent donner que 4,8 de phosphore ; ainsi, l'on perd plus des deux tiers du phosphore contenu dans les eaux, et,

après la distillation de leur acide obtenu par le procédé ordinaire avec le charbon, il reste encore dans le résidu 0,59 de phosphate de chaux neutre non décomposé.

Ces explications nous conduisent donc à préférer le procédé des citoyens Fourcroy et Vauquelin.

De l'évaporation des liqueurs acides et de leur mélange avec la poudre de charbon.

Evaporation des liqueurs acides.

Quand la matière a macéré, comme nous l'avons dit ci-dessus, on tire la liqueur à clair: on lave le marc à plusieurs reprises avec de l'eau de rivière; on réunit ces lavages avec la première eau, et on les fait évaporer dans des chaudières de cuivre, et mieux de plomb. Pendant l'évaporation de cette liqueur, il se sépare une assez grande quantité de sulfate de chaux, retenu en dissolution à la faveur de l'acide phosphorique: on le sépare par le repos et la décantation; mais l'acide phosphorique en retient toujours une certaine quantité, qu'on n'en peut séparer, que par des moyens compliqués et coûteux.

L'acide phosphorique se présente communément sous la forme d'une masse blanche légèrement jaunâtre, formée de petites écailles brillantes et comme nacrées; c'est ce qu'on appelle *acide phosphorique concret*, mais il est impur, il contient encore beaucoup de chaux.

Acide phosphorique et charbon.

C'est avec cet acide que l'on fabrique le phosphore.

Mélange de ces deux substances pour obtenir le phosphore.

Pour extraire le phosphore de l'acide phosphorique, il suffit de le mêler avec le quart de son poids de charbon en poudre, de faire dessécher le mélange dans une chaudière de fonte, jusqu'à ce que la plus grande partie de l'humidité soit dissipée.

Procédé de Pelletier pour l'evaporation des liqueurs acides.

Pelletier amène les liqueurs acides au point d'une matière épaisse. Alors il y ajoute de la poudre de charbon, calcinée auparavant (1), jusqu'à ce que la matière devienne friable : on continue de la dessécher en remuant continuellement, pour empêcher que la matière ne se grumèle, et on porte cette dessication au point de faire rougir le fond de la bassine (2).

De la distillation du phosphore.

De la distillation du phosphore.

On remplit une cornue de grès, bien lutée, du mélange, et on se sert pour récipient d'une cornue renversée, dans laquelle on met de l'eau. Pelletier se sert aussi d'un récipient en cuivre, qui est fait d'après l'idée d'une cornue renversée. *Voyez* la planche.

Appareil pour distiller le phosphore.

On met de l'eau dans le récipient, de manière que le phosphore, à mesure qu'il passe, est arrêté, et n'a pas contact avec l'air. Par-là, il y a une grande quantité de phosphore qui échappe à

---

(1) Pelletier préfère la braise de boulanger.

(2) Il faut avoir l'attention de choisir une bassine dont le fond soit très-épais, et même le luter extérieurement pour le défendre du coup de feu qui le calcinerait.

la combustion, puisqu'il faut qu'il passe à travers une colonne d'eau, d'environ un double décimètre, avant qu'il n'ait le contact de l'air; il y en a cependant une petite portion qui est volatilisée en nature, et qui est poussée quelquefois à un décimètre au-dessus de la tubulure, où ce phosphore brûle en scintillant, et la tubulure se trouve quelquefois engorgée par du phosphore pulvérulent; c'est à quoi il faut faire attention, pour éviter l'absorption : mais lorsqu'on a l'attention de bien conduire l'opération, cet inconvénient n'a pas lieu. Quant à la purification et au moulage du phosphore, *voyez* la Leçon sur le phosphore, page 62.

Au commencement de l'opération, il se dégage du gaz hidrogène et de l'acide carbonique, provenant de la décomposition de l'eau par le charbon : lorsque l'acide phosphorique commence à être décomposé, le gaz hidrogène dissout un peu de phosphore, qui lui donne la propriété de luire dans l'obscurité par le contact de l'air; enfin, dès que la chaleur est assez forte, le phosphore prend la forme d'une huile qui tombe dans l'eau du récipient où il se fige.

Cette expérience fait voir qu'à une haute température, le carbone a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a le phosphore; que celui-ci en a plus que l'hidrogène, puisque l'eau est décomposée avant l'acide phosphorique : enfin, que l'hidrogène peut dissoudre une certaine quantité de phosphore. Il paraît que l'eau du récipient retient de l'hidrogène phosphoré; car, lorsqu'on l'expose à l'air

dans l'obscurité, même après avoir été filtrée, elle répand des flammes phosphoriques très-brillantes, sur-tout lorsqu'on renouvelle ses surfaces en l'agitant.

Usages du phosphate de chaux dans les arts.

Les usages du phosphate de chaux sont très-nombreux. Il sert à polir les métaux, les pierres précieuses et factices, pour la fabrication des coupelles, pour enlever les taches de graisse de dessus les étoffes, les linges ou les papiers, pour en fabriquer différens objets de tabletterie, avant d'avoir été calciné; enfin il sert dans les manufactures de sel ammoniac, ainsi que cela se pratique dans le pays de Liége.

Phosphate de potasse.

Phosphate de potasse.

Manière de préparer ce sel.
Point cristallisable.
Sa dissolution rapprochée en espèce de gelée.
Sa décomposition par la baryte, la strontiane et la chaux.

Ce phosphate est peu connu; on sait seulement qu'il ne cristallise pas, qu'il se prend en une espèce de gelée, lorsqu'on fait évaporer sa dissolution; qu'il attire en cet état l'humidité de l'air; qu'il est décomposé par la chaux, la baryte, et la strontiane, qui l'une et l'autre ont plus d'affinité pour l'acide phosphorique. Vauquelin annonce que quelques expériences semblent prouver que la soude enlève cet acide à la potasse.

Phosphate de potasse et charbon.
Point décomposé par ce combustible.

Ce sel n'est pas décomposé par le charbon, comme le phosphate d'ammoniaque; et cela doit être ainsi, puisque le carbonate de potasse est décomposé par le phosphore, qui enlève au carbone, par une double affinité, l'oxigène qu'il contient dans sa combinaison avec la potasse.

Ce phosphate n'est pas décomposé par le feu ; il se vitrifie.

Action du calorique. Sa vitrification.

La plupart des dissolutions métalliques, telles que celles d'argent, de fer, de mercure, d'antimoine, sont décomposées.

Dissolutions métalliques décomposées par ce sel.

Si le phosphate de potasse n'est pas bien saturé d'alcali, il rougit les couleurs bleues végétales.

Rougissant les couleurs bleues végétales, quand il n'est pas saturé d'alcali.

Phosphate de soude.

Phosphate de soude.

Ce sel est le résultat de la combinaison de l'acide phosphorique avec la soude.

Manière de préparer ce sel.

Il est très-dissoluble dans l'eau, et cristallise facilement. Sa forme la plus ordinaire, est celle d'un rhomboïde allongé, dont les faces sont inclinées les unes sur les autres. Ce sel se présente aussi sous la forme de cristaux rhomboïdaux et prismatiques, sous la forme de petits cristaux lamelleux ; sa cristallisation la plus ordinaire est un parallèlipipède rhomboïdal, dont les angles sont quelquefois tronqués.

Sa dissolubilité par l'eau.
Sa forme cristalline.

Pour que ce sel cristallise aisément, il est nécessaire qu'il contienne un léger excès d'alcali ; c'est pourquoi, celui qui est sous cette forme, verdit le syrop de violette. S'il contient au contraire un excès d'acide, il ne cristallise qu'avec peine, et se prend alors en une masse, composée de petit feuillets brillans, et comme nacrés, qui ressemblent beaucoup au sel sédatif; c'est ce que Bergman appelait sel perlé de *Haupt*.

Ce sel a une saveur agréable, douce et peu salée.

Saveur de ce sel.

Action de l'air.

Il est d'une grande transparence ; mais, exposé à l'air, il ne tarde pas à devenir blanc et opaque : les cristaux néanmoins conservent leur forme et assez de consistance, à la différence de plusieurs sels qui, en perdant l'eau de cristallisation, deviennent farineux.

Sa fusion aqueuse.

Le phosphate de soude contient beaucoup d'eau de cristallisation, ce qui fait qu'il se liquifie à une douce chaleur. Si on lui en applique une plus forte,

Sa vitrification.

il devient opaque, et il se vitrifie ; il donne alors un verre qui est d'un blanc de lait.

Essai au chalumeau.

Essayé au chalumeau, il commence à se liquefier ; il passe ensuite à un état blanc et concret, et il finit par donner un petit globule vitreux, qui paraît transparent tant qu'il est fondu. Ce petit globule devient opaque en se refroidissant, et il prend une figure polyèdre. Le phosphate de soude se comporte en cela comme le phosphate de plomb, d'après Pelletier.

Emploi de ce sel par les minéralogistes.

Comme ce sel se fond aisément, il favorise la fusion des terres, soit simples ou composées, ainsi que les oxides métalliques ; c'est pourquoi les minéralogistes et les chimistes l'employent souvent avec succès, dans leurs essais au chalumeau, pour reconnaître la nature des matières qu'ils examinent.

Décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux et la potasse.

Action des acides minéraux.

Décomposition des sels calcaires, magnésiens, etc.

Ce sel est décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux, la potasse et par les sels calcaires, magnésiens, baytiques et alumineux ; mais ce n'est que par une double attraction qu'il opère la décomposition de ces derniers.

Dissolutions métalliques.

Phosphates métalliques résultans de cette décomposition.

La plupart des sels métalliques éprouvent également, de la part de ce sel, des décompositions; ce sont des moyens de former, sur-le-champ et facilement, des phosphates métalliques, qui, à la vérité, sont sujets à varier par les proportions, parce que c'est toujours l'acide le plus fort qui, dans ces sortes de décompositions, fait la loi, et détermine les rapports entre l'acide le plus faible, et la base que l'autre lui cède.

Usages de ce sel en médecine.

On substitue ce sel, pour l'usage médecinal, au sulfate de soude, dont il a tous les avantages.

On l'emploie à la dose de trois ou quatre décagrammes, dans deux tasses de bouillon aux herbes, ou fondu dans deux verres d'eau.

Phosphate d'ammoniaque.

Phosphate d'ammoniaque.

Procédé pour préparer le phosphate d'ammoniaque.

Pour préparer ce sel, on emploie du carbonate d'ammoniaque et de l'acide phosphorique, jusqu'au point de saturation; on fait ensuite évaporer la liqueur à une chaleur très-douce. Il faut des précautions pour faire cristalliser ce sel; car, si on fait trop chauffer, l'ammoniaque se volatilise. On est même obligé, à mesure que la liqueur s'évapore, d'ajouter un peu d'ammoniaque, pour remplacer celle qui se volatilise, sans cela, le sel serait avec excès d'acide.

Existence de ce sel dans les matières animales.

Ce sel accompagne toujours le phosphate de soude, dans les matières animales; il paraît même qu'ils forment entr'eux, un sel triple, subordonné à des proportions déterminées de l'un

et de l'autre, ce qui prouve qu'ils exercent une attraction réciproque, en vertu de laquelle ils s'unissent.

Action du calorique sur ce sel dans les vaisseaux clos.

Exposé au feu, l'ammoniaque se dégage, et l'acide phosphorique reste vitrifié.

Mis en contact avec l'air.

Ce sel n'est pas altéré par son exposition à l'air.

Sa dissolubilité et sa forme cristalline.

Il est dissoluble dans l'eau, dont il demande environ quatre parties, à la température moyenne de l'atmosphère, il cristallise avec facilité; sa forme est celle d'un prisme à quatre pans réguliers, terminés par des pyramides à quatre faces également régulières.

Décomposition de ce sel par le charbon.

Le charbon décompose ce sel.

Description de l'appareil.

A cet effet, on met dans une cornue A, un mélange de phosphate d'ammoniaque et de charbon en poudre; il faut luter la cornue avec de la terre. B, balon qui reçoit le phosphore; C, cloche pour recueillir le gaz ammoniaque qui se dégage; D, tube de sureté recourbé qui part du ballon, et dont l'extrémité inférieure plonge sous la cloche C, à l'appareil à mercure.

L'acide phosphorique est attaqué par le charbon qui s'empare de l'oxigène, et met le phosphore à nu; l'action du charbon sur l'acide phosphorique, est aidée par la chaleur.

Réflexions sur cette opération.

C'est à cette opération que se réduit l'opération définitive, quand on décompose le résidu évaporé à consistance de miel, pour fabriquer le

phosphore de *Kunkel*, car le phosphate de soude et celui de chaux, que contient le résidu, ne sont nullement décomposés par le charbon ; il n'y a que le phosphate d'ammoniaque qui, se trouvant privé de l'ammoniaque, par l'effet de la chaleur qui le volatilise, laisse l'acide phosphorique a nu, et c'est alors que le charbon agissant sur l'oxigène, laisse la facilité au phosphore de se distiller. Voilà pourquoi les procédés, par l'urine, donnent si peu de phosphore ; et certes l'on a long-temps ignoré qu'on laissait ainsi, sans l'obtenir, tout le phosphore de l'acide qui constituait les phosphates de chaux et de soude, lesquels ne peuvent être décomposés que par un acide supérieur, en affinité pour la soude et la chaux, à l'acide phosphorique, tels sont les acides nitrique et sulfurique.

Les acides forts décomposent ce phosphate.

Phosphate d'ammoniaque décomposé par les acides forts.

La baryte, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude décomposent ce sel.

Décomposé par les terres et les alcalis.

La magnésie le décompose, mais à chaud, car à froid, il reste toujours un peu d'ammoniaque.

Sa décomposition à chaud par la magnésie.

Si on mêle une dissolution de phosphate d'ammoniaque, concentrée avec une dissolution de phosphate de soude, aussi concentré, on a une combinaison triple ; c'est ce qu'on appele phosphate de soude et d'ammoniaque.

Phosphate de soude et d'ammoniaque.

Ce même sel retiré de l'urine.

Ce sel a la propriété de cristalliser, il effleurit à l'air.

Sa cristallisation.

Action de l'air sur ce sel.

Voici comme on peut reconnaître la présence de ce sel.

Manière de reconnaître sa présence, lorsqu'il est mêlé avec le phosphate de soude.

Si le mélange de ce sel triple n'a pas été bien fait, on voit que celui qui s'est bien formé est sensible par l'efflorescence qui se manifeste, tandis que la portion de phosphate de soude, qui n'était pas combiné, cristallise pur à part, transparent et en rhombe. Si c'est au contraire le phosphate d'ammoniaque qui se trouve en excès dans la combinaison triple, on s'en apperçoit facilement, parce que l'ammoniaque peut en être dégagé par la chaux caustique.

Ce sel est un des meilleurs fondans que l'on puisse employer pour les essais au chalumeau; il hâte la fusion des pierres, des terres et des oxides métalliques, dont on reconnaît souvent l'espèce, par la couleur qu'ils lui communiquent.

Phosphate de magnésie.

Phosphate de magnésie.

Dissolubilité dans l'eau.
Forme cristalline de ce sel.

Ce sel est peu connu : on sait seulement qu'il est peu dissoluble dans l'eau; que cependant il l'est assez pour fournir, par une évaporation ménagée, des cristaux de plusieurs millimètres de long, sous la forme d'aiguilles applaties, très-minces, et coupées obliquement à leurs extrémités.

Procédé de Vauquelin pour préparer ce sel.
Dissolution de sulfate de magnésie.
Dissolution de phosphate de soude.

On doit à Vauquelin, un moyen de l'obtenir promptement, cristallisé en solides de plusieurs centimètres de long, et quelquefois de vingt-deux millimètres d'épaisseur. Ce moyen consiste à mêler parties égales de sulfate de magnésie et de phosphate de soude, l'un et l'autre dissous

dans l'eau. Il paraît d'abord ne se passer aucune action entre ces matières ; mais au bout de vingt-quatre heures, il se forme dans la liqueur, des cristaux prismatiques, parfaitement transparens, dont les dimensions varient suivant les quantités des sels employés.

Action de l'air sur ce sel.

Cette substance, exposée à l'air, perd son eau de cristallisation, devient opaque, et même se réduit en poussière en peu de temps : cela prouve qu'il n'a pas une grande affinité avec l'eau.

Sa saveur.

Il n'a pas de saveur sensible.

Effet du chalumeau.

Il se fond aisément au chalumeau, en un globule qui conserve sa transparence après le refroidissement.

Décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, séparent les élémens du phosphate de magnésie, en s'unissant à sa base, et en rendant l'acide phosphorique libre.

Id. — par la baryte, la strontiane et la chaux.

Ce sel est décomposé par la baryte, la strontiane et la chaux; il est facile de s'en convaincre, en versant une dissolution de ces terres dans une dissolution de ce sel, qui se trouble sur-le-champ, parce que ces phosphates sont beaucoup moins solubles que celui de magnésie.

Id. — par les alcalis fixes.

Il est décomposé par les alcalis fixes caustiques, mais il ne l'est pas par l'ammoniaque; au contraire la magnésie décompose complètement le phosphate d'ammoniaque, sur-tout à l'aide d'une chaleur douce.

Phosphate de magnésie et d'ammoniaque.

Le phosphate de magnésie s'unit aisément au phosphate d'ammoniaque ; et forment ensemble une combinaison triple, très-insoluble (1). Le citoyen Fourcroy en a fait connaître les propriétés, dans un calcul pesant plusieurs hectogrammes, trouvé dans le colon d'un cheval mort de tranchées à l'école vétérinaire d'Alfort.

Phosphate de glucine.

Phosphate de glucine.

Manière de préparer ce sel.

L'acide phosphorique forme avec cette terre un sel insoluble ; ce dont on a la preuve, en versant, dans une dissolution de sulfate de glucine, une dissolution de phosphate de soude, sans excès d'alcali ; il se forme ainsi un précipité abondant, comme mucilagineux, qui n'a pas de saveur sensible, et qui est très-soluble dans un excès d'acide phosphorique, et même dans un acide étranger.

Solubilité de ce sel par excès d'acide.

Décomposé par l'acide sulfurique, par les terres et les alcalis.

Ce sel est décomposé par l'acide sulfurique, et par les terres et les alcalis, excepté l'alumine et la zircone.

Action du chalumeau.

Il se fond au chalumeau en perle vitreuse, qui reste transparente après le refroidissement.

Phosphate d'alumine.

Phosphate d'alumine.

Procédé pour obtenir ce sel.

Ce sel, comme le précédent est peu connu ; on le prépare, en combinant directement l'alumine à l'acide phosphorique.

---

(1) *Voyez* Annales de Chimie.

Il

Il se fond au chalumeau en un verre transparent, et sans éprouver de décomposition.

Soumis à l'action du chalumeau.

Il est presque indissoluble dans l'eau; mais il le devient abondamment par un excès d'acide.

Sa solubilité dans l'eau par excès d'acide.

Il est décomposé par les acides minéraux, et par les terres et les alcalis, excepté la zircone.

Sa décomposition par les acides minéraux et par les terres et les alcalis.

Phosphate de zircone.

Phosphate de zircone.

On ne connaît encore rien sur la nature de ce sel; on sait seulement que l'acide phosphorique décompose le muriate de zircone, et forme avec sa base, un composé insoluble, qui se précipite en flocons blancs.

Moyen d'obtenir ce sel.
Acide phosphorique.
Muriate de zircone en dissolution.

Phosphate de silice.

Phosphate de silice.

Ce sel n'est pas connu; cependant Fourcroy a annoncé qu'en unissant de l'acide phosphorique avec la silice par la fusion, on obtenait un sel, dont il n'a pas encore décrit les caractères. On peut même, par ce moyen, préparer des pierres précieuses artificielles.

Acide phosphorique et silice fondu ensemble.
Pierres précieuses artificielles.

Des phosphites.

Des combinaisons de l'acide phosphoreux.

Les phosphites ont avec les phosphates beaucoup de propriétés communes.

Phosphites.

Les phosphites de soude et de potasse sont très-dissolubles dans l'eau, et cristallisables; ceux de chaux, de magnésie et de baryte, le sont peu: mais le phosphite d'alumine jouit de cette propriété d'une manière très-marquée.

Propriétés génériques.
Dissolubilité de ces sels.

Leur décomposition par la chaux, excepté celui de baryte.

Les phosphites insolubles par eux-mêmes, le deviennent absolument par un excès de leur acide; tous, excepté peut-être celui de baryte, sont décomposés par la chaux.

Cependant, ces sels présentent des phénomènes, à l'aide desquels on peut facilement les distinguer des phosphates, et de toutes les autres substances de cette classe.

Distillé dans une cornue.
Phosphore en résultant.
Effets qu'ils présentent en les chauffant au chalumeau.

Ces phénomènes sont principalement de fournir à la distillation une petite quantité de phosphore, et de répandre une lumière vive, lorsqu'on les chauffe au chalumeau, même sur un support incombustible.

Précipitant l'or de sa dissolution à l'état métallique.
Mêlés avec le muriate sur-oxigéné de potasse.
Leur détonation.

Ces sels jouissent encore en commun, avec quelques autres sels, de la propriété de précipiter l'or de sa dissolution à l'état métallique, et de détoner par la percussion avec le muriate sur-oxigéné de potasse.

On compte sept phosphites, lesquels sont parfaitement connus, d'après le travail des citoyens Fourcroy et Vauquelin; ce sont les phosphites de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de baryte, de magnésie et d'alumine. *Voyez* le quatrième Cahier du Journal de l'Ecole polytechnique.

VINGT-HUITIEME LEÇON.

Des fluates et borates.

Vingt-huitième Leçon.

Des fluates et borates.

Propriétés générales des fluates.

Les fluates en général ont deux propriétés; les uns ont peu de saveur et sont peu dissolubles; les autres ont plus de saveur, et sont plus dissolubles.

Les uns cristallisent, les autres ne cristallisent pas.

Les acides forts les décomposent tous, ainsi que la chaux.

La plupart sont aussi décomposés par le calorique.

Fluate de chaux.

Fluate de chaux.

Fluate de chaux natif.

Le fluate de chaux existe en filons, en masse dans la nature, avec les mines de plomb, d'argent, de cobalt, de cuivre, etc. il en est souvent la gangue.

Variétés.

On en trouve dix variétés de différentes couleurs, bleu, vert, blanc, rouge, etc. Ses couleurs sont dues à la présence et à l'état du fer qui prend différentes couleurs, à proportion des doses d'oxigène qu'il contient. Le plus beau spath fluor, et le plus rare, est le blanc; le vert est le plus commun, et ensuite celui de couleur améthiste. Il n'est pas dense, ni dur, ni susceptible d'un très-beau poli; on y voit presque toujours le tissu lamelleux : il est aussi mélangé de quartz; — le blanc est toujours un peu jaunâtre.

Ses différentes dénominations.

On l'a appelé spath fluor, spath vitreux, fluor spathique, spath phosphoreux.

Ces différens fluates ne sont pour la plus grande partie, qu'une seule et même substance saline, c'est-à-dire, la combinaison de l'acide fluorique avec la chaux.

Sa pesanteur comparée à celle de l'eau distillée.

Cristallisation de ce sel.

Ce sel pèse trois fois plus que l'eau distillée : le citoyen Haüy a trouvé que le noyau de ce sel était un octaëdre parfait, qui passait au cube par décroissement.

Fragmens de fluate calcaire posés sur une pelle rouge.

Si on réduit ce sel en petits morceaux, et qu'on le chauffe sur une pelle rouge, il répand une lueur phosphorique violette; mais, il n'y a que celui qui est coloré qui la donne, il paraît que cette lueur n'est due qu'à la substance colorante.

Schèele à fait des recherches à cet égard; il a démontré que ce sel une fois rougi n'est plus rendu phosphorique par une nouvelle calcination. Schèele croyait aussi que cette phosphorescence était due à une combustion; mais la matière est phosphorique, même dans le vide; on ignore la cause de ce phénomène.

Fluate calcaire fondu par le calorique.

Email en résultant.

Le calorique fond ce sel, mais ne le décompose pas, il devient une sorte d'émail.

Décrépitation de ce sel.

Si on le chauffe brusquement, il décrépite aussi vivement que le muriate de soude.

Employé comme fondant.

On peut s'en servir au chalumeau, comme fondant pour les mines.

Action de l'air.

Ce sel n'éprouve aucune action de la part de l'air.

Il n'est pas soluble dans l'eau, cependant la nature le dissout puisqu'elle le cristallise.

Nulle action de la part de l'eau.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le fluate calcaire. On obtient pour résidu des sels à base de chaux, quoi qu'en ait dit Monnet; et, l'acide que l'on obtient est d'une nature particulière, et n'a rien de commun avec les acides employés, comme nous l'avons démontré, dans l'examen de l'acide fluorique.

Décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique.

Quand on fait cette décomposition, il faut étendre d'eau les acides, afin que les sels qui se forment trouvent de l'eau pour les dissoudre; ils s'en emparent vivement. Sans cette précaution, le peu d'eau que l'acide concentré contient, est bientôt absorbé, ce qui empâte le mélange, empêche le point de contact, et peut aller jusqu'à arrêter l'opération.

Le fluate calcaire n'est décomposé par aucune matière alcaline ou terreuse; mais, si on emploie des alcalis à l'état de carbonate, il y aura jeu de doubles affinités, il se fait une double décomposition.

Nulle action de la part des substances terreuses et alcalines.

Action de ces mêmes bases combinées avec l'acide carbonique.

A cet effet, on fond une partie de spath-fluor avec quatre parties de carbonate de potasse ou de soude; on verse de l'eau sur la masse résultante du mélange, l'eau se charge de tout ce qui est soluble, et il reste au fond un carbonate calcaire. Si on fait évaporer la liqueur surnageante jusqu'à siccité, on obtient un fluate de potasse ou de soude; on peut, avec cette dernière substance, obtenir un sel cristallisé.

Procédé pour opérer cette décomposition.

Fluate de baryte.

Fluate de baryte.

Manière de préparer ce sel.
Dissolution de nitrate ou de muriate de baryte.

Si on verse de l'acide fluorique dans une dissolution de nitrate ou de muriate de baryte, on y occasionne un précipité.

Acide fluorique pur.
Action de l'acide sulfurique sur ce sel.

Ce précipité fait effervescence avec l'acide sulfurique, qui en dégage l'acide fluorique; ce qui prouve que Monnet avait tort, et a encore beaucoup plus tort de dire en ce moment (*voyez* son dernier ouvrage, an six), que l'acide sulfurique et l'acide fluorique sont semblables.

Décomposé par la chaux et par les carbonates.

Ce fluate n'est décomposé que par la chaux et par les alcalis, à l'état de carbonate.

Fluate de strontiane.

Fluate de strontiane.

Même expérience que sur le fluate de baryte.

Ce sel n'est pas connu. Si on ajoute de l'acide fluorique à une dissolution de strontiane dans l'eau, ou dans les acides nitrique ou muriatique, on obtiendra un résultat semblable à celui du fluate de baryte.

Décomposition de ce sel par la chaux et la baryte.

Ce sel est décomposé par la chaux et la baryte.

Fluate de potasse.

Fluate de potasse.

Manière de préparer ce sel.
1°. Avec de l'acide fluorique impur.
2°. Avec l'acide pur, privé entièrement de silice.

Quand on prépare un fluate alcalin avec de l'acide fluorique siliceux, on ne parvient jamais à précipiter toute la silice, il en reste une partie en sel triple, qui, cependant, se décompose si l'on chauffe un peu long-temps, alors, la silice se sépare en gelée.

Si, au contraire, on prépare le fluate de potasse avec de l'acide fluorique pur, on l'obtient en lames ductiles, tandis qu'avec l'acide préparé dans des vaisseaux de verre, il est en gelée; c'est ce qui avait induit en erreur le célèbre Schèele, car il ne parvint jamais à l'obtenir cristallisé.

Fluate de potasse sous forme de gelée.

Id. — cristallisé.

Le feu en dégage l'acide fluorique, et il ne reste que de l'alcali dans le vaisseau; si on ne faisait pas cette expérience dans un vase de métal, on obtiendrait un sel triple en gelée.

Action de calorique sur ce sel.

Le fluate de potasse est soluble dans l'eau.

Dissolubilité de ce sel.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, en chassent l'acide fluorique. On apperçoit promptement des vapeurs blanches et lourdes, et qui sont siliceuses dès le premier moment, si on opère dans des vaisseaux de verre.

Décomposé par les acides sulfurique nitrique et muriatique.

Ce fluate est décomposé par la chaux, la baryte et la strontiane.

Action des terres.

Le muriate calcaire et le sulfate de magnésie, d'après Schèele, décomposent aussi ce sel.

Décomposition de ce sel par le muriate calcaire et le sulfate de magnésie.

Quelques dissolutions métalliques, telles que celles d'argent, de mercure, de plomb, sont aussi décomposées. Cette décomposition n'a lieu que par le jeu des doubles affinités.

Id. — par les dissolutions métalliques.

Fluate de soude.

Fluate de soude.

Le fluate de soude est encore moins connu que le précédent.

Fluate de soude.
1°.— A l'état sec.
2°.— Cristallisé.
3°.— Dissous dans l'eau pure.
Mêmes expériences sur ce sel, comme sur le fluate de potasse.

Boullanger, qui a examiné tous les produits de l'acide fluorique, a dit que ce sel cristallisait en cubes; Schèele a annoncé qu'il ne cristallisait pas. Du reste, il se comporte à-peu-près comme le fluate de potasse, lorsqu'on le met en contact avec le calorique.

Décomposé par la chaux, la baryte, la strontiane et la potasse.

Il est décomposé par la chaux, la baryte, la strontiane et la potasse. La baryte même, dissoute dans l'eau, le décompose, et le fluate de baryte qui se forme, annonce bien une affinité directe, car il n'y a pas le jeu des doubles affinités.

Id. — par les carbonates et le muriate calcaire.

Les carbonates et le muriate de chaux, le décomposent aussi.

Id. — par les dissolutions métalliques.

Ce sel est encore décomposé par double affinité, par les dissolutions d'argent, de mercure, de plomb, etc. En effet, l'acide fluorique seul, n'occasionnerait pas de précipité, si la présence de la soude n'appelait à elle l'acide, tandis que l'acide fluorique appelle le métal.

Fluate d'ammoniaque.

Fluate d'ammoniaque.

Manière de séparer ce sel.

On peut préparer ce sel avec le carbonate d'ammoniaque cristallisé, ou bien en saturant l'ammoniaque liquide, d'acide fluorique.

Sa cristallisation.

Ce sel cristallise en petits grains, pourvu que l'acide fluorique soit bien pur, car, s'il tenait de la silice, il se formerait un sel triple, qui n'est plus susceptible de cristalliser, et si on évaporait, même dans des vaisseaux de verre, ce sel triple se formerait. On doit observer que sur la fin de

l'opération, il se dégage de l'ammoniaque, ensorte qu'il faut en ajouter pour obtenir le fluate d'ammoniaque, sous une forme régulière ; sans cette précaution, la presque totalité de l'ammoniaque se dégagerait.

Ce sel existe toujours avec excès d'acide. Le fluate d'ammoniaque, le plus neutre qu'on puisse obstenir, corrode le verre, et peut-être que les cristaux qui se forment, sont un sel triple, fluate ammoniaco-siliceux.

Colorant en rouge les couleurs bleues végétales.

Fluate ammoniaco-siliceux.

Lorsqu'on distille ce sel dans des vaisseaux clos, avec l'acide sulfurique, il passe de l'acide fluorique pur, et il se forme une croute épaisse sur l'eau dans le récipient.

Décomposé par l'acide sulfurique.

Les substances terreuses précédemment examinées, ainsi que les alcalis, décomposent ce sel, l'ammoniaque se dégage.

Id. — par la baryte, la chaux, la strontiane et les alcalis.

Si on distillé du fluate d'ammoniaque avec du carbonate de chaux, on obtient du carbonate d'ammoniaque et du fluate de chaux. Cette décomposition ne peut avoir lieu qu'à l'aide du calorique.

Id. — par la craie, ou le carbonate calcaire, à l'aide du calorique.

Le muriate et le nitrate calcaire décomposent aussi ce sel. Il y a échange de base.

Id. — par le nitrate et muriate calcaire.

Schèele dit que ce sel trouble la dissolution de sulfate de magnésie.

Dissolution de sulfate de magnésie.

Les dissolutions d'argent, de mercure et de plomb, sont aussi décomposées.

Dissolutions métalliques.

Fluate de magnésie.

Fluate de magnésie.

Procédé pour obtenir ce sel.

La magnésie est dissoute par l'acide fluorique, mais elle se précipite aussitôt avec l'acide, et forme avec la terre, non dissoute, une masse gélatineuse.

Solubilité de ce sel par excès d'acide.

Ce sel est soluble par excès d'acide; on ne peut jamais l'obtenir neutre.

Décomposé par les bases énoncées ci-dessus.

Il est décomposé par toutes les bases précédentes.

Sa décomposition par l'ammoniaque formant un sel triple.

Lorsqu'on décompose ce fluate par l'ammoniaque, il se forme un sel triple, fluate ammoniaco-mgnésien; c'est ce qui arrive pour tous les sels magnésiens, quand on les décompose par l'ammoniaque, et la décomposition de ces sels s'arrête au moment où les doses nécessaires pour la formation du sel triple qui se forme, se sont réciproquement combinées.

Fluate de glucine.

Fluate de glucine.

Combinaison inconnue.

Fluate d'alumine.

Fluate d'alumine.

L'alumine donne, avec l'acide fluorique, une faible dissolution qui ne peut être cristallisée, et qui se met en gelée.

Ce sel est décomposé par toutes les bases.

Fluate de zircone.

Fluate de zircone.

On n'a point encore traité cette terre avec l'acide fluorique.

Fluate de silice.

Fluate de silice.

Voyez la leçon sur l'acide fluorique.

DES BORATES.

Des borates.

Borate de baryte.

Borate de baryte.

Dissolution de baryte pure.

Dissolution d'acide boracique.

Action des terres et des alcalis.

La baryte se combine avec l'acide boracique.

Ce sel est insoluble ; il est indécomposable par les autres terres et les alcalis : il est cependant encore incertain s'il ne serait pas décomposé par la chaux.

Décomposé à froid par tous les acides.

Il est décomposé par tous les acides, mais à froid, car à chaud, c'est autre chose : ce sel étant très-fixe au feu, c'est l'acide boracique qui décompose les sels alcalins et terreux.

Dissolution de muriate de chaux et de borate de baryte.

Outre les alcalis et les acides, il y a plusieurs sels qui décomposent ce borate ; alors il y a action de double affinité : c'est ce qui arrive, si on met en contact du muriate de chaux avec le borate de baryte, il y a échange de base.

Borate de strontiane.

Borate de strontiane.

Inconnu.

Borate de chaux.

Borate de chaux.

Manière de préparer ce sel.

Pour préparer ce borate, on verse de l'eau de chaux dans une dissolution d'acide boracique, jusqu'à parfaite saturation : on fait ensuite évaporer la liqueur saline jusqu'à siccité.

Sa saveur, sa fixité et sa vitrification.

Ce sel a peu de saveur ; il est fixe au feu et se vitrifie.

Il est insoluble, ou du moins plus insoluble que la chaux.

Décomposé par la baryte.

Il n'est décomposé que par la baryte.

Action des acides à chaud.

A l'aide de la chaleur, il est décomposé par les acides qui en précipitent l'acide boracique.

Par l'acide muriatique.

On doit préférer, pour faire cette expérience, l'acide muriatique, attendu que le muriate de chaux qui se forme, étant soluble, reste en dissolution dans la liqueur; avantage que l'on n'aurait pas, si on employait l'acide sulfurique, parce que le sulfate de chaux se précipiterait en même tems.

Borate magnésico-calcaire natif.

On a trouvé, il y a plusieurs années, aux environs de Lunebourg, dans des couches de sulfate de chaux, une substance qui, à cause de sa forme et de sa dureté, reçut le nom de quartz cubique. Westrumb a prouvé, par des expériences nombreuses, que cette matière est un sel triple, composé de magnésie, de chaux et d'acide boracique, dans les rapports suivans :

Acide boracique. . . .	0,660.
Chaux.	0,105.
Magnésie.	0,135.

le reste en matières étrangères, qui consistaient en un peu de fer, de silice et d'alumine.

Les alcalis caustiques sont impuissans pour décomposer le borate magnésico-calcaire natif; ce n'est que par les acides, que Westrumb est parvenu à en séparer les élémens, et à en déterminer les proportions.

Borate de potasse.

Borate de potasse.

Sa préparation.

L'acide boracique s'unit facilement à la potasse.

Sa saveur.

Ce sel a une saveur légèrement alcaline.

Sa forme cristalline.

Il cristallise irrégulièrement en prismes à six faces, deux grandes, deux petites avec pyramides à quatre faces.

Action de ce sel sur les couleurs bleues végétales, et sur celles rougies par les acides.

Le borate de potasse ne cristallise comme celui de soude, que lorsqu'il est avec excès de potasse. Quoique sa saveur alcaline, dans les borates de potasse et de soude, soit très-marquée ; et quoiqu'ils colorent en vert les couleurs bleues végétales, et rétablissent les couleurs rougies par les acides, il est certain que l'excès d'alcali n'est point pour cela à nud.

Sa vitrification.

Ce sel vitrifié au feu est plus soluble que celui de soude.

Décomposé par la baryte et la chaux.

Borate de chaux rendu soluble par excès de chaux.

Il est décomposé par la baryte et la chaux. Lorsqu'on ajoute une trop grande quantité de chaux, on redissout par excès de chaux ; cette propriété est remarquable, que la chaux en excès puisse dissoudre le borate de chaux qui s'est formé : car les sels insolubles sont ordinairement redissous par excès d'acide. C'est donc par excès de base que cette dissolution a lieu.

Décomposition de ce sel par les acides.

Les acides décomposent ce sel ; mais comme l'affinité de la potasse, pour l'acide boracique, est plus forte que celle de la soude pour ce même acide, cette décomposition se fait plus difficilement.

Borate de soude.

Borate de soude.

Son histoire, son origine.
Son existence dans la nature.
Borax brut; tinchal.

Ce sel existe dans le commerce, sous trois états; 1°. borax brut, *tinchal*, ou *chrysocolle*, nom qui lui vient de l'emploi qu'en font les chaudronniers, les bijoutiers, et les orfèvres, pour souder les métaux ensemble; 2°. borax de la Chine; 3°. le borax de Hollande, ou borax raffiné. Le borax brut, tinchal, arrive de Perse en Hollande, en cristaux vert porreau, efleuris par une poudre blanche verdâtre.

Borax de la Chine.

Borax purifié.

Pour purifier ce sel, les Hollandais font dissoudre le borax dans l'eau bouillante; ils y mêlent de la chaux, ou de la soude, et on clarifie avec des blancs d'œufs, ou du sang de bœuf. Margraff a trouvé du cuivre dans le borax brut et de l'argille; peut-être cela vient-il des vaisseaux où on le prépare. Sa saveur est styptique, urineuse; il verdit le syrop de violettes, parce qu'il contient excès de soude.

Cristallisation de ce sel.

Sa forme cristalline est un prisme à six pans irréguliers, terminés par des biseaux. Jeté sur des charbons, il répand une odeur d'huile empyreumatique, qui semble annoncer qu'il tient des matières animales.

Action du calorique.
Sur des charbons ardens. . .

Borax fondu, calciné.

Ce sel se fond aisément au feu; il commence par se gonfler, et prendre un volume considérable; dans cet état, il porte le nom de *borax calciné*. Le borax n'est nullement altéré dans sa composition; il n'a perdu que son eau de cristallisation.

Si on continue à le chauffer, il s'affaise et se fond en un verre transparent, qui éfleurit à sa surface. Le borax, ainsi vitrifié, perd au moins les $\frac{3}{4}$ de son volume : on le préfère souvent à l'acide boracique, pour des essais au chalumeau, parce qu'il se fond plus aisément, et qu'il se combine mieux aux substances terreuses. Borax vitrifié.

L'air n'altère pas ce sel ; il s'éfleurit cependant à sa surface, en perdant une portion de son eau de cristallisation. Efleurit à l'air.

Ce borate est soluble dans l'eau ; il faut environ douze parties d'eau froide, pour en dissoudre une de ce sel, et six parties d'eau bouillante. Dissous et en cristallisation.

Le borax est un fondant pour la silice, et le verre qui se forme, est alors inaltérable à l'air. Il faut avoir soin de bien diviser la terre, quand on veut la fondre avec le borax. Borax et silice.

Quand on soufle au chalumeau une substance terreuse, en poudre très-fine avec du borax, il faut mettre la terre au fond, et le borax par-dessus, afin que le vent ne l'emporte pas ; on doit aussi ménager le vent, jusqu'à ce qu'il y ait un commencement d'aglutination : il faut mettre assez de borax, pour que le verre soit transparent ; car s'il y avait trop de silice, le verre serait opaque. Effet du chalumeau.

Le borax donne une couleur jaunâtre à la flamme ; c'est un de ses caractères. Il dissout très-bien la silice, et l'on voit que la combinaison est parfaite quand le globule est brillant. Couleur que donne le borax à la flamme.

Employé par les fabriquans de pierres précieuses.

Les fabriquans de pierres précieuses fausses, aiment mieux employer le borax, pour fondant, que l'acide boracique ; il fond mieux, et fait un verre fixe très-brillant, plus beau même que certaines pierres, mais qui n'a ni leur densité, ni leur dureté, ni leur poids.

Borax et alumine.

L'alumine, en se combinant avec le borax, fait une effervescence très-rapide ; cela est dû apparemment à un peu d'air, ou d'acide carbonique qui s'y trouve.

Décomposé par la baryte et la chaux.

La baryte et la chaux décomposent ce sel. Si l'on emploie de la chaux vive, on opère une décomposition complète.

Le borax fait reconnaître la présence des matières métalliques, pour la manière dont son verre se colore.

Borax neutre, ou borax saturé d'acide boracique.

Le borax du commerce est avec excès de soude, et Bergman a vu que pour l'amener à l'état de sel neutre, il absorbait moitié de son poids d'acide boracique ; ce borate neutre n'est pas aussi soluble que le borax du commerce.

Borax décomposé par la potasse.
Avec l'ammoniaque, nulle action.

La potasse décompose le borate de soude, mais l'ammoniaque ne l'altère en aucune manière ; car sa dissolution, par une évaporation spontanée, laisse échapper l'ammoniaque, et ne conserve à la fin que de l'acide boracique.

Borax décomposé par l'acide sulfurique.
Id. — par l'acide nitrique.
Id. — par l'acide muriatique, etc.

Tous les acides, excepté l'acide carbonique, décomposent le borax à froid et en général tous les borates ; ils en séparent l'acide sous la forme de paillettes. *Voyez* la Leçon sur l'acide boracique.

Mais

Mais à l'aide d'une forte chaleur, l'acide boracique décompose à son tour presque tous les sels dont les acides sont moins fixes que lui.

Borate d'ammoniaque.

Borate d'ammoniaque.

Pour obtenir ce sel, on dissout de l'acide boracique bien pur dans de l'ammoniaque, jusqu'à ce que la saturation soit complette; on étend ensuite cette dissolution dans un peu d'eau, et on fait évaporer au bain de sable environ moitié de la liqueur; elle a fourni au citoyen Fourcroy, qui le premier a fait cette expérience, une couche de cristaux réunis, dont la surface offrait des pyramides : j'ai obtenu aussi ce sel en lames feuilletées.

Manière de préparer ce sel.

Sa cristallisation.

Ce sel a une saveur piquante et urineuse; il verdit le syrop de violettes; il perd peu-à-peu sa forme cristalline, et devient d'une couleur brune par le contact de l'air; il paraît assez dissoluble dans l'eau.

Sa saveur.
Son action sur le syrop de violettes.
Exposé à l'air.
Sa dissolubilité dans l'eau.

Il est décomposé par la baryte, la chaux, la potasse et la soude.

Décomposé par la baryte, la chaux et les alcalis fixes.

Il diffère des autres borates, en ce que l'ammoniaque se volatilise, tandis que l'acide reste pur.

Borate de magnésie.

Borate de magnésie.

Pour préparer ce sel, on jette de la magnésie dans une dissolution d'acide boracique; elle s'y dissout lentement. La liqueur évaporée donne des cristaux grenus, sous forme régulière.

Préparation de ce sel.
Susceptible de cristalliser.

Sa saveur.

Ce sel a une saveur douce et comme sucrée.

Sa fixité, sa vitrescibilité.

Il est fixe au feu, il se fond et fait un verre transparent, qui devient opaque par refroidissement, mais qui reste clair, si l'acide boracique est en excès.

On ne connaît pas le degré de solubilité de ce sel.

Décomposé par la baryte et la chaux et par les alcalis.

La chaux et la baryte décomposent le borate de magnésie, les alcalis opèrent le même effet.

Id. — par les acides.

Les acides s'emparent de la magnésie, et en sépare l'acide boracique.

Borate magnésien. Calcaire factice.

Quand on veut préparer du borate magnésien calcaire, on mêle du sulfate de magnésie avec du muriate de chaux, et on y ajoute du borate de soude.

Borate de glucine.

Borate de glucine.

Inconnu.

Borate d'alumine.

Borate d'alumine.

Inconnu.

Borate de zircone.

Borate de zircone.

Inconnu.

Borate de silice par la fusion.

Borate de silice par la fusion.

On n'a point encore examiné la nature de ce sel.

VINGT-NEUVIEME LEÇON.

Des Carbonates.

VINGT-NEUVIÈME LEÇON.

Des carbonates.

Procédé pour saturer les alcalis et les terres d'acide carbonique.

Description de l'appareil.

Quand on veut obtenir les différens carbonates, voici l'appareil et la manière d'opérer.

Dans une grande bouteille à deux tubulures, on met un acide faible, très-étendu d'eau; à l'une de ces tubulures on adapte un long tube, ou conduit conique, dont la partie retrécie est en dedans, et la base en dehors; ce tube est destiné à introduire de la craie délayée.

On peut se procurer ce conduit conique en prenant un matras que l'on coupe perpendiculairement à son col, que l'on éfile a la lampe à son extrémité; on choisit et on prépare le matras, ensorte que sa partie évasée ait sept à huit centimètres de diamètre, et sa partie éfilée qui est dans le flacon, environ deux millimètres; il faut que le col ait assez de hauteur pour qu'à l'aide du liquide, délayant le carbonate, on comprime le gaz avec une force supérieure aux pressions exercées sur lui dans les autres parties de l'appareil: on bouche ce conduit à volonté, à l'aide d'un piston que l'on fait en prenant un tube solide de verre, sur l'une des extrémités duquel on applique du verre fondu à la lampe, afin d'avoir des inégalités, et l'on entoure cette extrémité de filasse ou de linge.

A la deuxième tubulure, on adapte un tube recourbé, dont l'ouverture a environ dix à douze centimètres; on fait plonger la deuxième branche de ce tube dans une bouteille semblable à la première, dans laquelle on met une dissolution de potasse ; on peut ajouter successivement une série de bouteilles, dans lesquelles on met des dissolutions, soit alcalines ou terreuses ; quant aux terres qui ne sont pas susceptibles de se dissoudre dans l'eau, on les délaie seulement.

L'appareil, ainsi disposé, on lute toutes les jointures, ensuite on soulève la tige ou siphon, et l'on introduit peu-à-peu la craie délayée, qui, tombant sur l'acide se décompose, et perd son acide carbonique, qui est obligé de traverser les dissolutions, et en les traversant, le gaz acide les sature. Lorsque les liqueurs sont entièrement saturées, on les filtre, et on les fait évaporer pour obtenir des carbonates cristallisés (1).

Carbonate de baryte.

Carbonate de baryte.

Carbonate de baryte natif.
1°. En gros morceaux.
2°. En fragmens.
3°. En poudre.

On connaît depuis quelques années le carbonate de baryte natif. C'est le docteur Withering, qui le premier l'a trouvé dans les mines d'Alstonmoor en Angleterre. On trouve aussi ce sel dans

---

(1) Ceux qui voudraient préparer en grand, ou par d'autres moyens, ces différens carbonates peuvent consulter l'ouvrage de Pelletier, tome II, page 423, et les Annales de Chimie, tome XXVII, page 53; on y trouve l'appareil du citoyen Welter.

le filon d'or et d'argent de Zmcof, dans les monts Altaï, entre l'Ob et l'Irtiche en Sibérie. On en trouve aussi à Strontian-Argyleshire.

Cette substance, extrêmement compacte et demi-transparente, a la couleur de la corne; elle offre un tissu fibreux, et se divise en lames peu régulières, selon la direction de ses fibres; la cassure transversale a un coup d'œil gras, et offre une forme concave et convexe, comme les substances siliceuses; à l'extérieur, les fibres qui composent son tissu, se trouvent quelquefois de longueur inégale, et présentent divers faisceaux, séparés par de petits intervalles, qui lui donnent une apparence cellulaire, mais cet accident ne lui est point essentiel.

Carbonate de baryte de Strontian.

Le carbonate de baryte natif de Strontian, est sous la forme de prismes agglutinés, adossés horizontalement au spath calcaire. Ces prismes paraissent avoir une forme hexagone et des stries parallèles; les sommets de ces prismes sont tronqués.

Pesanteur spécifique.

La pesanteur spécifique de ces différens carbonates de baryte est très-forte, elle est de 42,382.

Soluble dans l'acide carbonique liquide.

Ce sel n'a pas de saveur, ni d'odeur, c'est un sel neutre, insoluble; mais qui, comme le carbonate de chaux, est soluble dans une eau chargée d'acide carbonique.

Carbonate de baryte artificiel.

On forme artificiellement le carbonate de baryte, car le natif est assez rare. On retire la

baryte du sulfate qui est très-commun, et on la sature d'acide carbonique. On peut voir (Leçon sur les substances terreuses) la manière d'obtenir la baryte.

Différence du carbonate de baryte natif, d'avec celui préparé par l'art.

Le carbonate de baryte natif diffère beaucoup du carbonate de baryte artificiel ; le premier ne perd pas un atôme de son acide par son exposition au grand feu, au lieu que le second en perd une petite partie.

Décomposé par le charbon.

Mêlé avec le charbon, et traité à un grand feu, pendant deux heures, dans un creuset brasqué, le carbonate de baryte se décompose, il se dégage de l'acide carbonique, et la baryte reste pure. Ce procédé est toujours incertain et très-peu expéditif.

Mélange des carbonates natif et artificiel, chauffés ensemble.

Si on met du carbonate natif avec l'artificiel, le tout en poudre et chauffé ensemble, le mélange prend une couleur verte interne, qui dure quelques mois et finit par disparaître.

Carbonate de baryte décomposé par les acides minéraux.

Tous les acides minéraux décomposent ce sel.

Carbonate de strontiane.

Carbonate de strontiane. { natif. factice.

Carbonate de strontiane.

Le carbonate de strontiane se rencontre à Strontian, dans l'Argyleshire, accompagnant une mine de plomb.

Caractères du carbonate natif.

Sa couleur, sa transparence.

Sa pesanteur spécifique.

Ce sel est d'un vert clair, il s'en trouve aussi de transparent et sans couleur ; il est strié et quelquefois sous forme cristalline régulière. Sa pésanteur spécifique est de 36,585 à 36,750. Ce carbonate est conséquemment plus léger que le carbonate de baryte.

Le carbonate de strontiane retient assez fortement le gaz acide carbonique ; mais avec des précautions, et en continuant le feu, on peut en séparer jusqu'à cinq ou six parties de gaz acide carbonique, sur cent de carbonate de strontiane, sans que le creuset soit attaqué : il faut cependant avoir l'attention de ne pas donner un feu trop fort, car alors cette terre attaquerait le creuset, et fournirait un verre couleur de chrysolite. Action du calorique sur ce sel.

Si l'on ajoute à cent parties de carbonate de strontiane, dix parties de charbon en poudre, et que l'on fasse avec un peu de colle d'amidon, une pâte solide, on parvient à décomposer ce sel. A cet effet, on met cette pâte dans un creuset, dans lequel on a mis un peu de charbon en poudre, nouvellement calciné ; on pose la pâte dessus le charbon ; on recouvre le tout de poudre de charbon, on adapte aussi au creuset un couvercle, et on lute avec un peu de terre. Le creuset ainsi disposé, on l'expose à un feu très-fort, pendant une bonne heure : ce temps suffit pour dégager le gaz acide carbonique. Le creuset étant refroidi, on l'ouvre, et on y trouve la petite boule parfaitement conservée, ne pesant que 72 parties. Carbonate de strontiane et charbon.

Si l'on fait dissoudre ensuite la matière restante dans l'eau distillée, on obtient la strontiane cristallisée. Strontiane provenant de l'expérience précédente, dissoute dans l'eau et cristallisée.

Pour obtenir le carbonate de strontiane factice, on expose à l'air une dissolution de cette terre Carbonate de strontiane factice.

dans l'eau, il se forme une pellicule blanche qui n'est que la combinaison de la strontiane avec le gaz acide carbonique qu'elle a puisé de l'atmosphère.

Décomposé par les acides.

Les acides minéraux décomposent le carbonate de strontiane.

Propriétés de ce carbonate.

Ce carbonate n'est ni vomitif, ni mortel, tandis que les carbonates de baryte natif ou artificiel le sont, ce qui indique une très-grande différence entre ces carbonates.

Carbonate de chaux.

Carbonate de chaux.

Toutes les matières calcaires en général sont des sels neutres, résultant de la combinaison de l'acide carbonique avec la chaux.

Histoire naturelle des substances calcaires, leur classification, etc.

Cabonate de chaux.
- *a.* Coquille fossille.
- *b.* Terre coquillière.
- *c.* Pierre à bâtir.
- *d.* Marbre blanc.
- *e.* Stalactite.
- *f.* Spath calcaire.

Il y a une foule de substances de ce genre, tels sont la craie, les spaths, les marbres, les coquilles, les concrétions, etc. Tous ces sels sont modifiés dans le tissu, la transparence, le grain : ces variations viennent de la vîtesse ou de la lenteur de la combinaison, des événemens subséquens de la température, etc. Ces matières sont ordinairement colorées par des substances métalliques, telles que le fer, la manganèse, etc. *Voyez* la Chimie de Fourcroy, et les différens ouvrages d'Histoire naturelle.

Le spath d'Islande a la propriété de fournir une double image, phénomène que l'on n'a pas encore bien expliqué.

Craie en poudre.

La craie carbonate calcaire, improprement appelée blanc d'Espagne, se prépare en France,

à Marly, au bas de Meudon, au Cavereau, etc. *Voyez* mon Mémoire sur la manière de préparer le blanc de craie, etc. *Annales de chimie, tome XXVI.*

Marbre blanc réduit en poudre.

C'est sur le spath calcaire le plus transparent, ou sur le marbre blanc que l'on doit faire les expériences qui établissent les propriétés de ce sel terreux.

Exposé à l'action du feu, il perd son acide et son eau de cristallisation.

Spath calcaire chauffé dans un tube.

Description de l'appareil et manière d'opérer.

A cet effet, on prend du spath calcaire ou du marbre réduit en poudre; on l'introduit dans une cornue de porcelaine, de terre, ou mieux dans un tube de verre vert bien luté : on peut encore se servir d'un canon de fusil (1) que l'on fait passer à travers un fourneau : on adapte à son extrémité inférieure un tube de sureté recourbé, qui va plonger sous une cloche. On chauffe ensuite le tube, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique : il reste dans le tube ou dans la cornue de la chaux vive, substance qui ne fait plus effervescence avec les acides.

Spath calcaire sur des charbons ardens.

Si on chauffe brusquement du spath calcaire transparent, il décrépite et perd sa transparence.

---

(1) Quand on se sert d'un canon de fusil, il ne faut pas être surpris si l'on obtient un peu de gaz hidrogène. Ce gaz est produit par l'action de l'eau contenue dans le sel terreux par le fer.

Le procédé que l'on emploie pour la fabrication de la chaux, est établi sur le principe que nous venons d'indiquer dans les expériences précédentes; on cherche toujours à enlever aux matières calcaires leur acide.

Procédé pour obtenir la chaux.

On se sert plus communément pour obtenir la chaux, d'une espèce de pierre calcaire dure, que l'on nomme *pierre à chaux*. On arrange ces pierres dans une espèce de four ou de tourelle, de manière qu'elles forment une voûte. On allume sous cette voûte un feu de fagots, que l'on continue jusqu'à ce qu'il s'élève une flamme vive, sans fumée, à environ trois mètres au-dessus du four, et jusqu'à ce que les pierres soient d'une grande blancheur.

Il faut prendre garde de ne pas donner trop de feu, car la surface des pierres se vitrifie, surtout lorsqu'elles contiennent de la silice et de l'alumine : dans ce cas la chaux est insoluble; c'est ce qu'on appelle *chaux brûlée*.

Si l'acide n'a pas été tout dégagé, la chaux est encore insoluble : ce qui se rencontre souvent dans la chaux du commerce. L'on y trouve aussi des morceaux trop cuits, ou pas assez cuits.

L'oxide de fer que contient la pierre, est aussi très-propre à exciter la fusion : aussi faut-il pour les pierres ochreuses, chauffer modérément et plus long-temps.

Les oxides de fer et de manganèse rendent la chaux meilleure, l'oxide de manganèse sur-tout.

Souvent une pierre à chaux est blanche à la carrière ; exposée à l'air elle noircit ; elle devient même d'un beau noir velouté. C'est l'oxigène de l'atmosphère qui développe l'oxide de fer ou de manganése, qui était d'abord en état d'oxide blanc : l'eau favorise singulièrement le développement de cette oxidation.

Pour que la chaux soit bonne, elle doit être sonore, dure, s'échauffer promptement et fortement avec l'eau, et donner une fumée épaisse.

Nulle action de la part de l'air.

Le carbonate calcaire n'est point altérable à l'air.

Chaux et eau chargée d'acide carbonique.

Ce sel n'est pas dissoluble dans l'eau pure, mais il est soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique. C'est ainsi que la nature dissout des masses calcaires, que les eaux charient et déposent ensuite.

Moyens que la nature emploie pour former les substances calcaires en général.

Lorsque par leur exposition à l'air, les eaux perdent l'acide qui favorisait la dissolution de la substance calcaire, il se forme des dépôts, delà les stalactites, et les incrustations qui se forment dans les fontaines, etc. et même les couches de roches calcaires feuilletées, qui ont sans doute été tenues en dissolution.

Substances calcaires irrégulières.

Substances calcaires régulières.

Si ces eaux ont perdu très-vîte l'acide qui favorisait la dissolution, il y a un précipité irrégulier ; de là les pierres calcaires, tendres, cellulaires, peut-être même les tufs en éponge : mais si l'évaporation de l'acide a été lente, de là la cristallisation, les marbres, stalactites, etc.

Action du calorique sur de l'eau acidule tenant de la chaux en dissolution.

Si l'on fait bouillir de l'eau acidule, tenant du carbonate de chaux en dissolution, l'excès d'acide s'évapore, et le carbonate calcaire se dépose. Ce procédé peut être employé avec avantage dans l'analyse des eaux minérales.

Dissolution, acide de carbonate de chaux et alcalis.

Si on verse dans une dissolution acide de carbonate de chaux, un alcali, de l'ammoniaque par exemple, on aura un précipité. Le précipité que l'on obtient ainsi, embarrasse souvent dans les analyses des eaux minérales; car on ignore si le précipité est dû à de la chaux, ou à de la magnésie : il faut alors le vérifier. Si c'est un carbonate calcaire, que tient l'eau en dissolution, il fera effervescence avec les acides; si c'est de la magnésie, il n'y en aura pas.

Dissolution calcaire acide, saturée de chaux. Précipitée. Redissoute.

Si on sature de chaux l'excès d'acide carbonique, qui se trouve dans une dissolution de terre calcaire, il se formera sur-le-champ un précipité. Toutes ces expériences prouvent donc que la chaux n'est dissoute dans l'eau que par un excès d'acide.

Carbonate calcaire, décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le carbonate calcaire; ils en dégagent l'acide carbonique avec effervescence : les alcalis précipitent la chaux de ces dissolutions.

Id. — par les acides fluorique et boracique.

L'acide fluorique décompose aussi ce sel, ainsi que l'acide boracique; mais ce dernier ne décompose pas le sel calcaire à froid.

Carbonate calcaire et silice.

Le carbonate calcaire aide la vitrification de quelques substances pierreuses et terreuses; avec la terre silicée, il la fait entrer en fusion,

il faut ordinairement un tiers, ou un quart de silice.

De la marne.

Lorsque ce sel est mêlé par la nature avec une terre argilleuse, cette matière mixte porte le nom de *marne*.

Carbonate calcaire, décomposé par la baryte.

La baryte décompose le carbonate calcaire, mais à l'aide du calorique.

Id. — par le muriate d'ammoniaque.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par ce sel; il en résulte d'une part, du muriate de chaux, et de l'autre du carbonate d'ammoniaque, que l'on appelait autrefois, *sel volatil d'Angleterre, alcali volatil concret*.

Sel volatil d'Angleterre, alcali volatil concret.

Manière de préparer le carbonate d'ammoniaque.

Craie et muriate d'ammoniaque en distillation.

On fait cette opération, en distillant dans une cornue de grès, un mélange d'une partie de muriate d'ammoniaque, et de deux parties de craie, le tout réduit en poudre et bien mêlé. On adapte à la cornue un ballon avec une allonge d'une grande capacité, et on lute bien toutes les jointures. On donne le feu par degrés, jusqu'à faire rougir le fond de la cornue; il faut avoir soin de refroidir les récipients avec des linges mouillés. Il passe des vapeurs blanches, qui se condensent en cristaux très-blancs, sur les parois des récipients; c'est le carbonate d'ammoniaque. Nous avons dans cette expérience une nouvelle preuve que la différence de température change les affinités; car le carbonate d'ammoniaque décompose à froid le muriate de chaux, ce qui démontre une anomalie; à chaud, le contraire arrive: le calorique tend à détacher l'acide carbonique de la chaux, et l'ammoniaque de l'acide muriatique; dès-lors il

n'est pas étonnant que l'équilibre des affinités divellentes et quiescentes, soit renversé de ce qu'il était à froid, et qu'il change ainsi totalement à chaud.

Carbonate de potasse.

Carbonate de potasse.

Appareil à doubles siphons de retour.

Quand on veut combiner la potasse, et en général les alcalis, avec l'acide carbonique, on se sert de l'appareil décrit au commencement de cette Leçon; mais il faut toujours disposer l'appareil, de manière que les surfaces puissent se renouveller; ce qui s'opère encore beaucoup mieux par l'appareil à doubles siphons de retour (*voyez* la Leçon sur l'acide carbonique), qui agitent et transvasent d'eux-mêmes les liqueurs : ce qui renouvelle les surfaces.

L'acide carbonique, quoique faible, neutralise les matières alcalines, et forme des sels; cependant les alcalis conservent avec lui la propriété de colorer encore les teintures végétales, les verdir, et gardent un peu de saveur alcaline. Ainsi l'acide carbonique n'a pas la propriété tant saturante, à l'égard des alcalis et des terres que les autres acides.

Diverses dénominations de ce sel, lorsqu'il n'est pas saturé d'acide carbonique.

Il n'y a pas long-temps que l'on connaît le carbonate de potasse dans cet état de pureté : on le croyait autrefois déliquescent; on l'appelait alcali du tartre, parce qu'on le retirait de l'incinération du tartre du vin : quand il était humecté

Huile de tartre par défaillance.

par l'air, on l'appelait *huile de tartre par défaillance*. Cette propriété ne dépendait que de ce

que le sel fixe de tartre, n'était pas saturé d'acide carbonique.

Bohnius a obtenu ce sel sous une forme cristalline régulière ; il n'a pû expliquer le fait. Black et Bergmann ont ensuite jeté un grand jour sur ce phénomène.

Cristaux de tartre de Bohnius.

Travaux de Black et de Bergman sur ce sel.

Comme on est maintenant parvenu à préparer ce sel de toute pièce, en combinant directement le gaz acide carbonique avec la potasse, on a reconnu la possibilité d'obtenir un sel dont les propriétés sont toutes différentes de celui dont nous venons de parler. On lui a donné le nom de carbonate de potasse neutre, pour le distinguer des autres alcalis non-saturés qui existent dans le commerce.

Carbonate de potasse saturé.

Carbonate de potasse impur du commerce: Manière de l'obtenir dans les arts.

Le carbonate de potasse neutre, n'est plus caustique ; il est seulement salé, laissant une légère saveur urineuse.

Saveur du carbonate de potasse saturé.

Ce sel est très-altérable au feu. Exposé au calorique, il perd les $\frac{42}{100}$ de son poids, et ce qui reste est de la potasse caustique.

Son altérabilité par le feu.

Si on le distille dans une cornue, on en retire l'eau de cristallisation, et son acide dans l'état aériforme. La potasse reste au fond de la cornue, retenant toujours un peu d'acide carbonique, qu'il est très-difficile de lui enlever.

Distillé dans des vaisseaux clos.

Ce sel est parfaitement inaltérable à l'air.

Action de l'air.

Quand on dissout de la potasse du commerce dans de l'eau, elle commence par en absorber une certaine quantité qu'elle solidifie, puis la potasse se dissout dans l'excès d'eau qu'on ajoute.

Phénomènes qui se passent pendant la dissolution de la potasse du commerce.

En général, lorsqu'un sel absorbe de l'eau et qu'il la solidifie, il doit naturellement se dégager du calorique, qui constituait la liquidité de l'eau. C'est le contraire lorsqu'il produit du froid.

L'absorption de l'eau par la potasse, est véritablement une combinaison, en vertu de l'affinité, qui s'exerce; ce qui est très-différent d'une simple extention par dissolution dans un liquide; voilà pourquoi il se dégage une chaleur qui devient sensible.

Cet effet n'a lieu que sur la potasse du commerce.

Carbonate de potasse en dissolution dans l'eau pour produire du froid.

Si on met, au contraire, un sel bien cristallisé dans l'eau, il y a constamment production de froid, car, dans ce cas, il n'y a pas d'eau à solidifier, c'est un solide qui passe à la liquidité.

Effet contraire obtenu quand le sel est desséché.

Mais, si on emploie un sel desséché, il exerce d'abord la force d'affinité qu'il a avec l'eau, il la prend, s'en empare, et en dégage le calorique; ensuite, lorsqu'il est saturé d'eau solidifiée, se dissolvant, rentre dans la classe des sels cristallisés.

Carbonate de potasse et eau.
Cristallisation de sel.

Il ne faut que quatre parties d'eau froide pour en dissoudre une de ce sel : on obtient par l'évaporation et le refroidissement des cristaux sous diverses formes; la plus commune est le prisme quarré, ou lames avec des sommets dièdres triangulaires, ensorte que la face répond à un des angles solides des prismes.

Carbonate de potasse et acides.

Le carbonate de potasse est décomposé par tous les acides. On peut même chasser l'acide des

carbonates

carbonates par des résidus acides impurs étendus d'eau, et par des résidus de distillation, tels que du sulfate acide de potasse, etc. dissout dans l'eau, l'acide carbonique se dégage toujours avec effervescence.

L'acide boracique ne décompose pas à froid le carbonate de potasse, mais en élevant la température, la décomposition a lieu.

Ce sel peut servir, comme la potasse, de fondant aux terres vitrifiables, attendu que le calorique le décompose, en lui enlevant l'acide carbonique.

Carbonate de potasse pouvant servir de fondant aux terres vitrifiables.

Si l'on prend une partie de silice et trois de potasse, et que l'on fasse du tout une pâte, on obtiendra un verre, soit au chalumeau, soit fondu dans un creuset.

La baryte, la strontiane et la chaux décomposent ce sel. Si l'on verse une dissolution de ces substances terreuses, dans une dissolution de carbonate de potasse, il se forme, sur-le-champ, un précipité; l'acide carbonique se porte sur la substance terreuse pour former un sel insoluble, tandis que la potasse reste en dissolution dans la liqueur. On pourrait préparer ainsi, par cette décomposition, la pierre à cautère, ou potasse caustique. Il faut sur-tout avoir attention de faire évaporer promptement, et dans des vases d'argent, afin de l'avoir pure, et qu'elle n'absorbe pas d'acide carbonique; ensuite, on la dessèche, on la fond, et on la coule sur un marbre. *Voyez* pour les détails, potasse fondue

Carbonate de potasse décomposé par la baryte, la strontiane et la chaux.

Potasse caustique.

Les sels neutres ne sont point altérés par ce carbonate.

Les sels magnésiens ordinairement ne donnent pas de précipité à froid, lorsqu'on les mêle avec le carbonate de potasse ; mais, si on fait bouillir le mélange, on l'obtient : le même effet a lieu, si on expose le mélange a l'air, il se forme un carbonate de magnésie, que l'on peut même obtenir cristallisé. Cela donne d'excellens moyens de séparer la chaux, la baryte, et l'alumine de la magnésie ; car, en versant dans une dissolution ces substances terreuses du carbonate de potasse, on précipite d'abord la chaux en l'enlevant au sulfate, nitrate, etc., si elle se trouve combinée à ces acides dans une liqueur qu'on a analysée ; si l'on chauffe ensuite la liqueur, on obtient la magnésie.

Le carbonate de potasse est employé en médecine.

TRENTIÈME LEÇON.

Carbonate de soude.

Trentième Leçon.

Carbonate de soude.

Différentes dénominations de ce sel.

On appelait autrefois ce sel, *natrum*, *natron*, *alcali minéral*, *sel de soude*.

Dans les arts, on retire la soude de l'incinération des plantes marines; c'est ce qui forme le carbonate de soude du commerce.

Son existence dans la nature.

On le trouve en masse dans la terre et dans beaucoup d'eaux minérales, ce sont les eaux acidules alcalines; le Nil en laisse après ses débordemens.

Il paraît que le carbonate de soude natif vient du sel marin, décomposé par les matières végétales et animales, et sur-tout par la chaux; aussi, voit-on des éflorescences de carbonate de soude aux parois des murs, bâtis avec des terres coquillières, aux voûtes des ponts, et sur-tout aux caves près de la mer; c'est alors le muriate de soude qui se trouve décomposé par une substance terreuse.

Procédé des arts pour extraire la soude des plantes marines.

Le plus ordinairement, la soude se tire des plantes marines par la combustion; c'est la *barille* d'Espagne qui fournit la plus belle soude.

A cet effet, on forme des amas de ces plantes salées, on creuse, à côté de ces tas, une fosse ronde, qui s'élargit vers le fond, et qui a environ un mètre de profondeur; c'est dans ce

foyer qu'on brûle ces végétaux : la combustion se continue sans interruption pendant plusieurs jours ; et, lorsque toutes les plantes sont brûlées, on trouve une masse de sel alcali, qu'on divise en morceaux, pour en faciliter la vente et le transport; c'est ce qui est connu sous le nom de *pierre de soude* ou *soude*.

On pile ensuite cette pierre, on l'expose dans une cave, où elle prend de l'acide carbonique, on lessive comme pour le salpêtre, le sel marin s'en sépare, et l'on décante; enfin, on a du carbonate de soude.

La soude est à l'état caustique dans la plante; car, si on verse de l'acide sulfurique, ou muriatique, sur la plante pulvérisée, on obtient un sulfate, ou un muriate, sans effervescence; mais dans la combustion, le charbon même de la plante fournit l'acide carbonique, et le carbonate se compose.

Manière de préparer le carbonate de soude saturé.

Quand on veut obtenir ce sel parfaitement pur et bien cristallisé, on peut opérer comme pour le carbonate de potasse.

On le fait encore en imprégnant les parois du vase de dissolution de soude, et en versant dans ce vase de l'acide carbonique; on le couvre d'une vessie mouillée, et, au bout de quelques heures, la combinaison est faite, la vessie est enfoncée à cause du vide qui s'est formé dans le vaisseau, et le sel neutre est déposé en cristaux réguliers sur les parois.

Ce sel a une légère saveur alcaline, il est plus neutre que le carbonate de potasse. Ces cristaux sont des octaëdres rhomboïdaux, dont les pyramides sont tronquées très-près de leur base.

Sa saveur et sa forme cristalline.

Carbonate de soude en beaux cristaux.

Il perd au feu la soixante-quatrième partie de son poids sur cent. Si on continue le feu, il perd son acide carbonique et devient caustique; car, à mesure que l'acide se dégage, celui qui reste est plus enveloppé, plus retenu par la soude; ce qui oblige à donner sur la fin un fort coup de feu.

Action du feu.

Ce sel s'éfleurit à l'air, et les cristaux de carbonate de soude se réduisent en farine, c'est que ce carbonate a moins d'affinité avec l'eau que l'air. L'air chaud et sec de l'été agit vivement sur lui, cependant l'air ne lui enlève que la moitié environ du poids de l'eau qu'il contient, et c'est à remarquer, car pour lui ôter plus d'eau, il faut plus que l'action de l'air sec, il faut l'action du calorique.

Action de l'air, son éflorescence.

Le carbonate de soude produit du froid dans sa dissolution dans l'eau. Il est aussi plus dissoluble que celui de potasse; deux parties d'eau froide suffisent pour en dissoudre une; il cristallise par le refroidissement, mais l'évaporation lente fournit des cristaux beaucoup plus réguliers.

Produisant du froid dans sa dissolution dans l'eau.

Sa solubilité.

Le carbonate de soude bien saturé et desséché est décomposé par le phosphore. On peut voir les détails de cette expérience, à la Leçon sur l'acide carbonique.

Sa décomposition par le phosphore.

On opère encore cette décomposition en se servant d'un autre appareil.

Description de l'appareil.

A, B, C, tube de verre, de quatre à cinq millimètres de diamètre, portant une boule en A, comme celle d'un thermomètre. On courbe le tube en B, pour éviter que le carbonate de soude, venant à fondre, ne puisse couler; on courbe aussi légérement la partie A, pour que le phosphore fondu ne coule pas. Il faut avoir soin d'enduire le tube d'un lut terreux, pour le garantir de la violence du feu. On adapte au tube un tube de sureté D, qui va plonger sous une cloche, à l'appareil au mercure.

Les choses ainsi préparées, on introduit dans le tube A, B, C, du phosphore en A, et du carbonate de soude, desséché en B : on place le tube A, B, C, dans un fourneau, de manière que l'extrémité supérieure et celle inférieure dépassent le fourneau. Lorsque l'appareil est monté, on chauffe la partie B du tube, jusqu'à ce qu'il soit légérement rouge; c'est à cette époque que l'on doit augmenter la température du phosphore. A cet effet, on passe une lumière sous la boule A, le phosphore se fond et brûle, et l'on obtient, sous la cloche, du gaz hidrogène phosphoré.

Phosphate de soude et carbone résultant de la décomposition du carbonate de soude.

Ce sel facilite beaucoup plus la fusion des terres que le carbonate de potasse; il fait aussi un verre beaucoup moins altérable.

Décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux et la potasse.

Si l'on verse dans une dissolution de carbonate de soude, soit une dissolution de baryte, soit de strontiane, ou de chaux, on obtient sur-le-champ

un précipité, l'acide carbonique s'empare de ces substances terreuses, et forme avec elle un sel insoluble; la soude reste en dissolution dans la liqueur.

La potasse décompose aussi ce sel.

Tous les acides en dégagent l'acide carbonique avec effervescence.

Décomposé par les acides.

Rien n'est plus aisé à décomposer que les carbonates alcalins; cela vient sans doute de ce que l'acide carbonique a une extrême affinité avec le calorique, et cette affinité agit dans presque toutes les expériences.

Le carbonate de soude décompose les sels calcaires, magnésiens et alumineux.

Action de ce sel sur les sels calcaires, magnésiens et alumineux.

Quand on décompose un sel calcaire par le carbonate de soude, il faut faire chauffer la liqueur, sans cela, il resterait dans la dissolution assez d'acide carbonique, pour tenir en dissolution le carbonate de chaux; cet excès d'acide est chassé par le calorique.

Il en est de même pour les sels magnésiens.

Le carbonate de soude peut être employé comme le carbonate de potasse; il est d'un usage beaucoup plus multiplié pour les manufactures de verrerie, de savon, etc.

Usages de ce sel dans les arts et dans la médecine.

Carbonate d'ammoniaque.

Carbonate d'ammoniaque.

On croyait, autrefois, que le carbonate d'ammoniaque était l'ammoniaque pure.

On l'appelait alcali volatil concret, sel volatil d'ammoniaque, et on donnait à ce sel une grande affinité pour la chaux dans les anciennes tables;

Différentes dénominations de ce sel.

c'était une erreur, on sait maintenant que cela n'était dû qu'à la présence de l'acide carbonique, que l'on n'y soupçonnait pas, et les effets qu'il produisait étaient attribués à l'ammoniaque.

Procédés pour obtenir le carbonate d'ammoniaque.

1°. Gaz ammoniaque. Gaz acide carbonique.

2°. Acide carbonique liquide. Ammoniaque pure et concentrée.

3°. Appareil pour faire passer du gaz acide carbonique dans de l'ammoniaque.

Outre le moyen que nous avons indiqué à l'article du carbonate calcaire, on peut encore obtenir le carbonate d'ammoniaque par différens procédés; 1°. en agitant cet alcali dans une cuve en fermentation. 2°. En faisant passer de l'acide carbonique dans de l'ammoniaque. 3°. En remplissant des flacons de gaz acide carbonique, et y versant quelques gouttes d'ammoniaque liquide, bien pure et bien concentrée, bientôt on apperçoit des cristaux aux parois du vase. 4°. En combinant directement, au-dessus du mercure, le gaz acide carbonique et le gaz ammoniacal. Ces deux gaz se pénètrent tout-à-coup, il s'excite beaucoup de chaleur, et il se forme un sel concret, sous les parois de la cloche où l'on a fait le mélange.

Saveur de ce sel.

La saveur de ce sel est un peu urineuse et alcaline.

Action du calorique. Sa volatilisation, sa sublimation.

Il est très-volatil, et la moindre chaleur le sublime en entier. D'abord, il se fond par son eau de cristallisation, ensuite, il se dessèche; enfin, il disparaît en vapeurs.

Mis en contact avec l'air.

Il s'humecte légérement à l'air, sur-tout lorsqu'il n'est pas entièrement saturé d'acide carbonique.

Carbonate d'ammoniaque et phosphore.

Le carbonate d'ammoniaque ne décompose pas le phosphore : cela vient de ce que la double affinité, qui favorise cette décomposition avec les alcalis, n'a pas lieu ici.

Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il produit du froid dans cette dissolution. Deux parties d'eau froide en dissolvent plus d'une de carbonate ammoniacal : l'eau chaude en dissout plus que son poids.

Dissolubilité de ce sel dans l'eau, produisant du froid.

Les cristaux de ce sel paraissent être des prismes à plusieurs faces.

Sa cristallisation.

Pour obtenir ce sel bien cristallisé, il y a des précautions à prendre ; car, comme il est plus volatil que l'eau, si on évaporait la liqueur, il se volatiliserait. Il faut donc, pour réussir, dissoudre le carbonate d'ammoniaque dans l'eau chaude, à trente degrés : on filtre ensuite la liqueur dans un entonnoir couvert : alors, comme il est moins soluble à froid qu'à chaud, il cristallise par refroidissement.

Précautions à prendre pour obtenir ce sel cristallisé.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique et fluorique, ont plus d'affinité avec l'ammoniaque, que n'en a l'acide carbonique. Lorsqu'on verse un de ces acides sur le carbonate ammoniacal, il se produit une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique.

Décomposition de ce sel par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, fluorique.

On peut faire cette décomposition dans un tube cylindrique ou dans une cloche, afin de reconnaître la présence de l'acide carbonique. La présence de cet acide peut être démontrée, soit en plongeant une bougie que ce gaz éteint, soit en versant dans la cloche de la teinture de tournesol, qu'il fait passer au rouge, ou de l'eau de chaux qu'il précipite.

Bougies sur des fils de fer.
Teinture de tournesol.
Eau de chaux.

Acide boracique décomposant ce sel à l'aide du calorique.

L'acide boracique ne décompose pas à froid ce carbonate ; mais lorsque la dissolution d'acide boracide est chaude, il se produit une effervescence très-sensible.

Cette expérience prouve que la chaleur modifie ou change les lois des attractions.

Carbonate d'ammoniaque décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux.

Ce carbonate est décomposé par la baryte, la strontiane et la chaux.

Si l'on mêle à du carbonate d'ammoniaque, de la chaux en poudre, sur-le-champ l'odeur ammoniacale se dégage ; en ajoutant quelques gouttes d'eau, on favorise le dégagement.

On peut faire la même expérience avec l'eau de chaux.

Dans ce cas, on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de carbonate d'ammoniaque ; il se fait sur-le-champ un précipité, et l'ammoniaque se volatilise.

Id. — par la magnésie à l'aide du calorique.

Avec la magnésie, il n'y a qu'un léger précipité, parceque le mélange retient à froid assez d'excès d'acide carbonique pour tenir le carbonate de magnésie formé en dissolution ; mais si on chauffe la liqueur, cet excès d'acide se dégage, et le précipité se forme.

Id. — par la potasse et la soude.

La potasse et la soude décomposent le carbonate ammoniacal, comme le font la chaux, la baryte et la strontiane, en séparant l'ammoniaque pure, et en s'unissant à son acide.

Usages du carbonate d'ammoniaque.

Ce sel est employé en médecine ; on le mêle quelquefois avec des matières aromatiques : c'est

ainsi qu'on prépare les flacons de sel volatil aromatique d'Angleterre.

Carbonate de magnésie.

Carbonate de magnésie.

On dit avoir trouvé du carbonate de magnésie natif dans des carrières en Savoie : beaucoup d'eaux minérales en contiennent aussi en dissolution ; les eaux le charient, le déposent, et il cristallise.

Carbonate de magnésie natif.
Existant dans les eaux minérales.

Il a une plus grande dissolubilité que la chaux dans les eaux acidulées, celles qui existent avec excès d'acide carbonique.

Plus soluble que la chaux dans les eaux chargées d'acide carbonique.

Ce sel portait autrefois différens noms : on l'appellait *magnésie douce ou blanche*, *poudre du comte de Palme*, *poudre de Sentinelli*, *poudre laxative policreste, par Valentini*, *magnésie blanche du nitre*, *magnésie de sel commun*, parcequ'on la retirait de l'eau-mère de ce dernier sel.

Différentes dénominations de ce sel.

Black est le premier qui ait fait connaître ce sel.

Pour obtenir le carbonate de magnésie, on délaye une quantité quelconque de potasse dans le double de son poids, d'eau froide : on la laisse exposée à l'air pendant quelque mois, si le temps le permet, pour qu'elle absorbe l'acide carbonique de l'atmosphère, et pour que la terre qu'elle contient se précipite : on la filtre, on dissout une quantité de sulfate de magnésie, égale à celle

Procédé pour obtenir le carbonate de magnésie.

de la potasse, dans quatre ou cinq fois son poids d'eau : on filtre cette dissolution et on y ajoute de nouvelle eau, à-peu-près quinze fois le poids du sel. On fait chauffer cette liqueur, et lorsqu'elle bout, on y verse la dissolution alcaline. Le précipité de magnésie se forme, on agite bien le mélange et on le filtre au papier. On lave le précipité resté sur le filtre, avec de l'eau bouillante, pour enlever le sulfate de potasse qui peut y être mêlé. Quand la magnésie est bien égoûtée, on l'enlève de dessus le filtre, on l'étend en couches minces sur des papiers que l'on porte à l'étuve. Lorsqu'elle est desséchée, elle offre des morceaux blancs qui s'écrasent sous le doigt, en une poudre extrêmement fine, et adhérente à la peau.

Cristallisation de ce sel.

On peut obtenir ce sel cristallisé; quelquefois ce sont des petits cubes, d'autre fois des petites aiguilles très-fines, qui présentent à la loupe des prismes à six ou huit pans.

Précaution à prendre pour procurer à ce sel une legéreté semblable à la magnésie d'Angleterre.

Quand on veut obtenir le carbonate de magnésie très-léger, on fait sécher les dépôts très-lentement, par petits morceaux à l'ombre; c'est le dessèchement lent qui favorise la suspension des molécules, qui fait que les petits blocs conservent leur légéreté.

Saveur de ce sel.

Sa saveur est douceâtre, fade; il paraît que ce sel a une saveur plus marquée dans les intestins, puisqu'il est purgatif.

Action du calorique.

Exposé au feu dans un creuset, ce sel perd l'eau et l'acide qui lui sont unis, et la magnésie reste pure : on l'appelle dans cet état *magnésie caustique*, quoiqu'elle ne le soit nullement ; on peut en prendre un, deux, et même trois hectogrammes sans danger.

Magnésie caustique.

Magnésie calcinée.

Lorsque le carbonate de magnésie est bien calciné, il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

Propriétés de la magnésie calcinee.

En médecine, on se sert avantageusement de la magnésie calcinée pour absorber les acides qui se développent dans l'estomac.

Calcination du carbonate de magnésie dans des vaisseaux clos.

Si l'on calcine le carbonate de magnésie dans des vaisseaux fermés avec un appareil pneumato-chimique, on obtient l'eau et l'acide qu'il contient.

Carbonate de magnésie, mis en contact avec l'air.

Le carbonate de magnésie n'éprouve point d'altération bien remarquable de la part de l'air ; cependant il se pelotone dans l'air humide, et il paraît être légerement déliquescent.

Dissolubilité de ce sel par l'eau.

Id. — dans l'eau acidule.

Précipité obtenu par le dégagement de l'excès d'acide.

L'eau ne dissout qu'une infiniment petite quantité de ce sel, mais il est beaucoup plus soluble par excès d'acide carbonique. Si l'on chauffe une dissolution de magnésie avec surabondance d'acide carbonique, elle se trouble.

Action des acides sulfurique, nitrique et muriatique.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le carbonate de magnésie : ils s'unissent à la magnésie, avec laquelle ils ont plus d'affinité que n'en a l'acide carbonique, et ils dégagent ce dernier acide sous la forme gazeuse, ce qui constitue l'effervescence.

Carbonate de magnésie décomposé par la baryte, la strontiane, la chaux, la potasse, la soude et l'ammoniaque.

La baryte, la strontiane et la chaux décomposent ce sel, en versant une dissolution de ces terres dans du carbonate de magnésie, on obtient un précipité assez notable, quelque petite que soit la quantité de ce sel neutre tenu en dissolution dans l'eau.

Les alcalis fixes et l'ammoniaque opèrent le même effet.

Sels neutres calcaires, décomposés par le carbonate de magnésie.

Les sels neutres calcaires sont décomposés par la magnésie effervescente ; c'est en vertu des affinités doubles que s'opère cette décomposition.

Carbonate de glucine.

Carbonate de glucine.

Manière de préparer ce sel.

L'acide carbonique s'unit aussi à la glucine, même immédiatement ; car lorsqu'on fait dessécher à l'air cette terre précipitée de ses dissolutions par un alcali caustique, il se produit une effervescence de en la dissolvant ensuite dans les autres acides.

Ses propriétés phisiques.
Couleur, saveur, légereté.
Son insolubilité, non cristallisable.

Le carbonate de glucine est blanc, insipide, insoluble, très-léger ; quelque sec qu'il soit, il n'est jamais très-pulvérulent ; il est toujours mat, pelotonné, gras et doux sous les doigts.

Action du calorique.

Il contient environ le quart de son poids d'acide carbonique, qu'il perd très-facilement par la chaleur.

Peu soluble dans l'acide carbonique.

Il ne paraît pas sensiblement dissoluble dans l'acide carbonique, comme le sont les carbonates de chaux et de magnésie.

Il est décomposé par tous les acides et les alcalis.

Décomposé par les acides et les alcalis.

Carbonate d'alumine.

Carbonate d'alumine.

Le carbonate d'alumine est encore très-peu connu, et il ne paraît pas que l'acide carbonique ait grande affinité à s'unir avec l'alumine.

Carbonate de zircone.

Carbonate de zircone.

Inconnu.

FIN DU PREMIER VOLUME.

MM. Thenard et Gay-Lussac dans une notice lue à l'Institut viennent de lui annoncer qu'ils sont parvenus à décomposer la potasse et la soude, et à en retirer les métaux qu'elles contiennent par des moyens chimiques sans le secours de la pile de Volta. C'est en traitant ces alcalis avec du charbon et du fer à une haute température dans le laboratoire de l'école polytechnique, qu'ils en ont opéré la décomposition on n'obtient, avec le charbon et la potasse ou la soude, qu'une masse noire qui prend feu comme le pyrophore aussitôt qu'elle a le contact de l'air et qui s'enflamme tout-à-coup lorsqu'on la projette dans l'eau mais on obtient le métal parfaitement pur, lorsqu'au lieu de charbon on se sert de fer. MM. Gay-Lussac et Thénard en ont présenté à l'Institut plusieurs grammes provenant d'une seule opération faite avec trente grammes d'alcali, déjà ils ont soumis ces métaux à quelques épreuves très intéressantes qu'ils feront connoitre bien-tot, aujourd'hui ils se contentent de dire, qu'ils peuvent préparer ces métaux en très grande quantité, et qu'il leur sera par conséquent facile d'étudier tous leurs rapports avec les autres corps. Ce fait paroitra d'autant plus intéressant, que par le moyen du Galvanisme, on n'auroit jamais pu se procurer assez de ces métaux pour les étudier, et que, de plus, il montre que les agens chimiques ont une énergie au moins aussi puissante que le fluide électrique.





